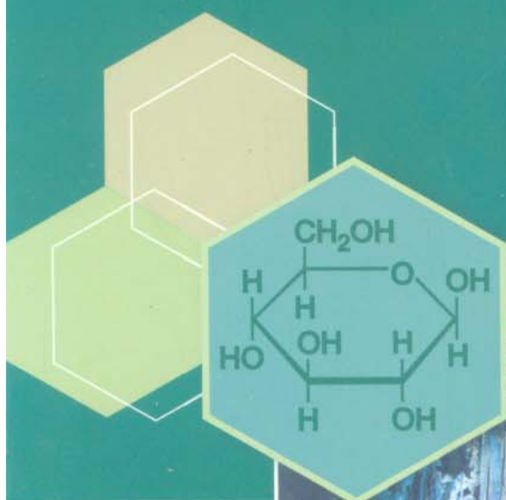
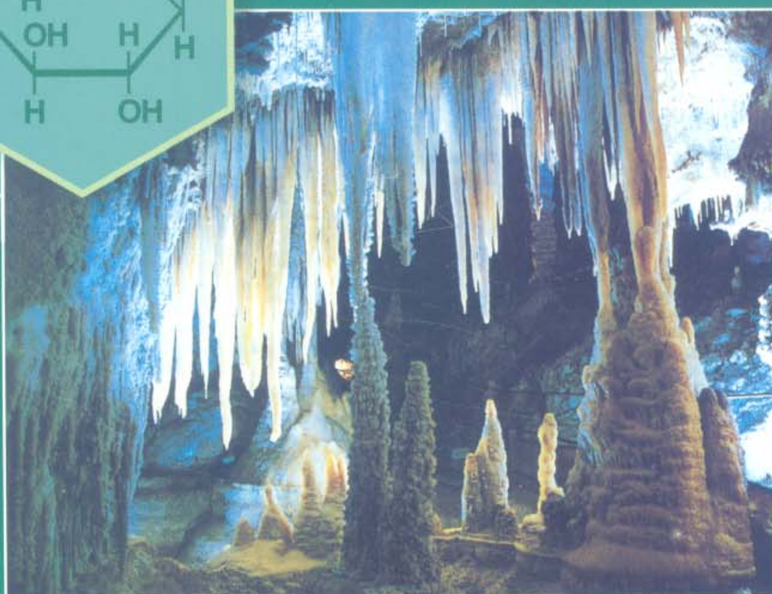
BỘ GIÁO DỤC VÀ ĐÀO TẠO

HOÁ HỌC 12

NÂNG CAO







NHÀ XUẤT BẢN GIÁO DỤC VIỆT NAM

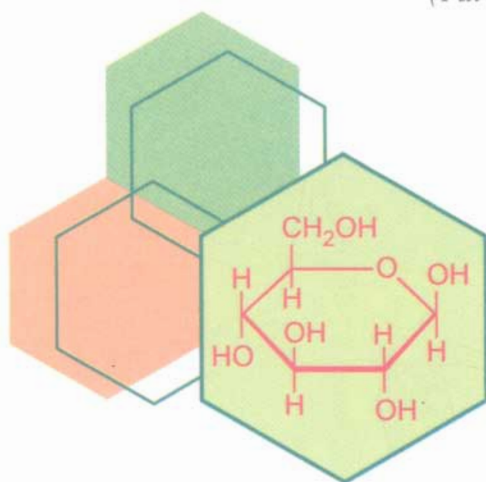
BỘ GIÁO DỤC VÀ ĐÀO TẠO

LÊ XUÂN TRỌNG (Tổng Chủ biên kiêm Chủ biên)
NGUYỄN HỮU ĐĨNH (Chủ biên)
TỪ VỌNG NGHI - ĐỖ ĐÌNH RÃNG – CAO THỊ THẶNG

HOÁ HỌC 12

NÂNG CAO

(Tái bản lần thứ hai)

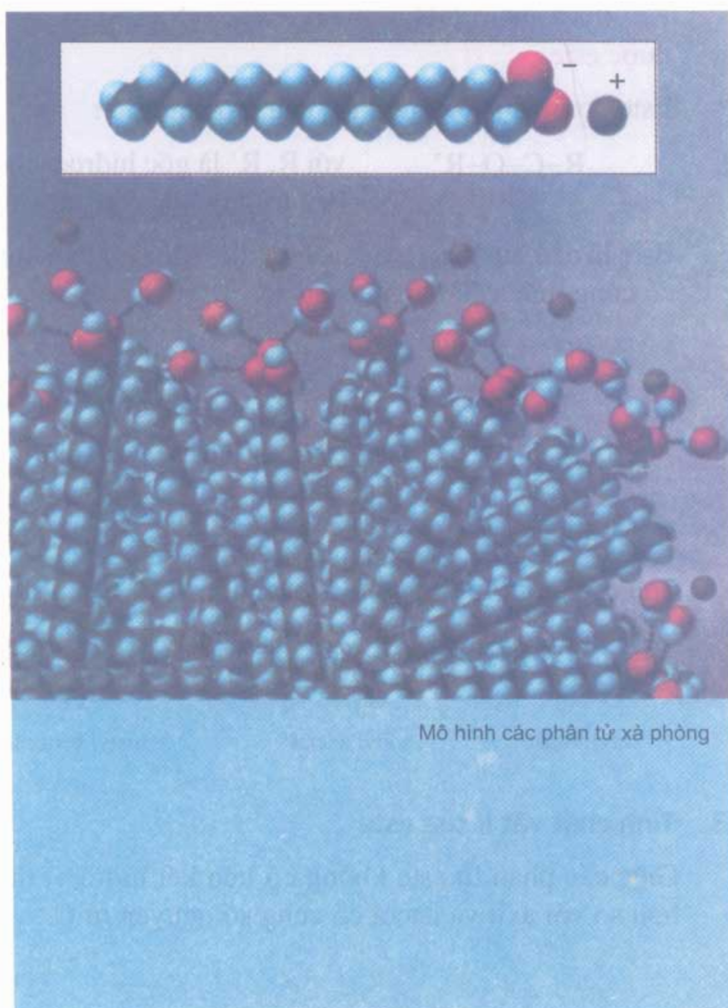


NHÀ XUẤT BẢN GIÁO DỤC VIỆT NAM

01–2010/CXB/761–1485/GD Mã số : NH207T0

Chương 1 ESTE - LIPIT

- *Cấu tạo, tính chất của este và lipit.*
- *Phản ứng xà phòng hoá.*
- *Xà phòng và các chất giặt rửa tổng hợp.*



Mô hình các phân tử xà phòng

Bài 1

ESTE

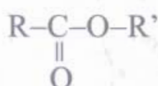
- Biết công thức cấu tạo của este và một vài dẫn xuất của axit cacboxylic.
- Biết tính chất vật lí, tính chất hoá học và ứng dụng của este.

I – KHÁI NIỆM VỀ ESTE VÀ DẪN XUẤT KHÁC CỦA AXIT CACBOXYLIC

1. Cấu tạo phân tử

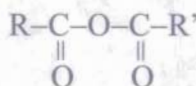
Khi thay nhóm OH ở nhóm cacboxyl của axit cacboxylic bằng nhóm OR thì được este.

Este đơn giản có công thức cấu tạo như sau :

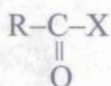


với R, R' là gốc hiđrocacbon no, không no hoặc thơm (trừ trường hợp este của axit fomic có R là H).

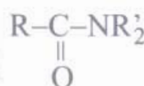
Este là dẫn xuất của axit cacboxylic. Một vài dẫn xuất khác của axit cacboxylic có công thức cấu tạo như sau :



anhiđrit axit



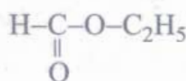
halogenua axit



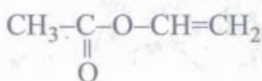
amit

2. Cách gọi tên este

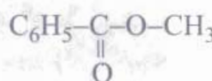
Tên este gồm : **tên gốc hiđrocacbon R' + tên anion gốc axit (đuôi "*at*").**



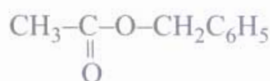
etyl fomat



vinyl axetat



metyl benzoat



benzyl axetat

3. Tính chất vật lí của este

Giữa các phân tử este không có liên kết hiđro vì thế este có nhiệt độ sôi thấp hơn so với axit và ancol có cùng số nguyên tử C.

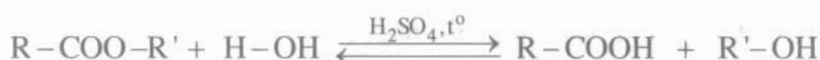
Các este thường là những chất lỏng, nhẹ hơn nước, rất ít tan trong nước, có khả năng hoà tan được nhiều chất hữu cơ khác nhau. Những este có khối lượng phân tử rất lớn có thể ở trạng thái rắn (như mỡ động vật, sáp ong,...). Các este thường có mùi thơm dễ chịu, chẳng hạn isoamyl axetat có mùi chuối chín, etyl butirat có mùi dứa, etyl isovalerat có mùi táo,...

II – TÍNH CHẤT HOÁ HỌC CỦA ESTE

1. Phản ứng ở nhóm chức

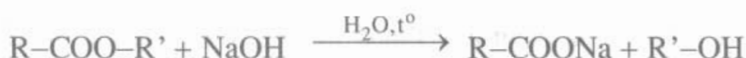
a) Phản ứng thuỷ phân

Este bị thuỷ phân cả trong môi trường axit và môi trường kiềm. Thuỷ phân este trong môi trường axit là phản ứng nghịch với phản ứng este hoá :



$$R-COO-R' + H-OH \xrightleftharpoons{H_2SO_4, t^o} R-COOH + R'-OH$$

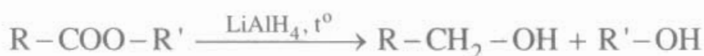
Thuỷ phân este trong môi trường kiềm là phản ứng một chiều và còn được gọi là phản ứng xà phòng hoá :



$$R-COO-R' + NaOH \xrightarrow{H_2O, t^o} R-COONa + R'-OH$$

b) Phản ứng khử

Este bị khử bởi liti nhôm hiđrua ($LiAlH_4$), khi đó nhóm $R-\underset{\underset{O}{\|}}{C}-$ (gọi là nhóm axyl) trở thành ancol bậc I :

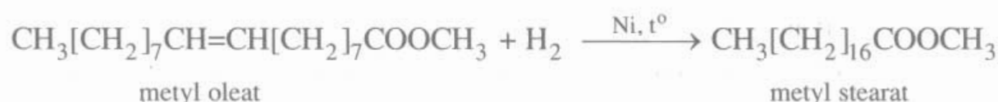


$$R-COO-R' \xrightarrow{LiAlH_4, t^o} R-CH_2-OH + R'-OH$$

2. Phản ứng ở gốc hiđrocacbon

Este có thể tham gia phản ứng thế, cộng, tách, trùng hợp,... Sau đây chỉ xét phản ứng cộng và phản ứng trùng hợp.

a) Phản ứng cộng vào gốc không no : Gốc hiđrocacbon không no ở este có phản ứng cộng với H_2, Br_2, Cl_2,... giống như hiđrocacbon không no. *Thí dụ :*



$$\underset{\text{metyl oleat}}{CH_3[CH_2]_7CH{=}CH[CH_2]_7COOCH_3} + H_2 \xrightarrow{Ni, t^o} \underset{\text{metyl stearat}}{CH_3[CH_2]_{16}COOCH_3}$$

b) Phản ứng trùng hợp : Một số este đơn giản có liên kết C = C tham gia phản ứng trùng hợp giống như anken. *Thí dụ :*

$$nCH_2=CH-\underset{\underset{O}{\|}}{C}-O-CH_3 \xrightarrow{xt,\ t^o} \left(\underset{\underset{COOCH_3}{|}}{CH}-CH_2\right)_n$$

metyl acrylat — poli(metyl acrylat)

III – ĐIỀU CHẾ VÀ ỨNG DỤNG

1. Điều chế

a) Este của ancol

Phương pháp thường dùng để điều chế este của ancol là đun hồi lưu (xem hình 4.3a, SGK Hoá học 11 nâng cao) ancol với axit hữu cơ, có H_2SO_4 đặc xúc tác, phản ứng này được gọi là phản ứng este hoá. *Thí dụ :*

$$CH_3COOH + (CH_3)_2CHCH_2CH_2OH \overset{H_2SO_4,\ t^o}{\rightleftharpoons} CH_3COOCH_2CH_2CH(CH_3)_2 + H_2O$$

ancol isoamylic — isoamyl axetat

Phản ứng este hoá là phản ứng thuận nghịch. Để nâng cao hiệu suất của phản ứng (tức chuyển dịch cân bằng về phía tạo thành este) có thể lấy dư một trong hai chất đầu hoặc làm giảm nồng độ các sản phẩm. Axit sunfuric vừa làm xúc tác vừa có tác dụng hút nước, do đó góp phần làm tăng hiệu suất tạo este.

b) Este của phenol : Để điều chế este của phenol không dùng axit cacboxylic mà phải dùng anhiđrit axit hoặc clorua axit tác dụng với phenol. *Thí dụ :*

$$C_6H_5-OH + (CH_3CO)_2O \longrightarrow CH_3COOC_6H_5 + CH_3COOH$$

anhiđrit axetic — phenyl axetat

2. Ứng dụng

Este có khả năng hoà tan tốt các chất hữu cơ, kể cả hợp chất cao phân tử, nên được dùng làm dung môi (*thí dụ :* butyl và amyl axetat được dùng để pha sơn tổng hợp).

Poli(metyl acrylat) và poli(metyl metacrylat) dùng làm thuỷ tinh hữu cơ. Poli(vinyl axetat) dùng làm chất dẻo, hoặc thuỷ phân thành poli(vinyl ancol) dùng làm keo dán. Một số este của axit phtalic được dùng làm chất hoá dẻo, làm dược phẩm.

Một số este có mùi thơm của hoa quả được dùng trong công nghiệp thực phẩm (kẹo bánh, nước giải khát) và mĩ phẩm (xà phòng, nước hoa,...).

BÀI TẬP

1. Hãy xếp công thức ở cột phải vào một trong các loại chất ở cột trái cho phù hợp :

A. Axit cacboxylic	1. R–CO–OR'
B. Anhiđrit axit	2. R–CO–OH
C. Este	3. R–CO–O–CO–R
D. Halogenua axit	4. R–CO–Cl
	5. R–CO–R'

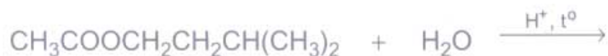
2. a) Viết công thức cấu tạo các đồng phân ứng với công thức phân tử $C_2H_4O_2$.

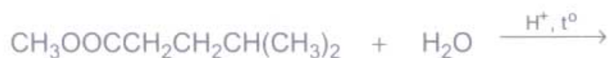
   b) Gọi tên các đồng phân có nhóm C=O.

   c) Những chất nào có phản ứng tráng bạc, vì sao ?

3. a) So sánh phản ứng thuỷ phân este trong dung dịch axit và trong dung dịch kiềm.

   b) Hoàn thành các phương trình phản ứng sau :









4. Cách nào sau đây có thể dùng để điều chế etyl axetat ?

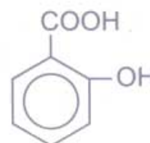
   A. Đun hồi lưu hỗn hợp etanol, giấm và axit sunfuric đặc.

   B. Đun hồi lưu hỗn hợp axit axetic, rượu trắng và axit sunfuric đặc.

   C. Đun sôi hỗn hợp etanol, axit axetic và axit sunfuric đặc trong cốc thuỷ tinh chịu nhiệt.

   D. Đun hồi lưu hỗn hợp etanol, axit axetic và axit sunfuric đặc.

5. Cho axit salixylic (axit o–hiđroxibenzoic) phản ứng với metanol có axit sunfuric xúc tác người ta thu được metyl salixylat ($C_8H_8O_3$) dùng làm thuốc xoa bóp giảm đau. Cho axit salixylic phản ứng với anhiđrit axetic $(CH_3CO)_2O$, thu được axit axetylsalixylic ($C_9H_8O_4$) dùng làm thuốc cảm (aspirin).



a) Hãy dùng công thức cấu tạo viết các phương trình phản ứng đã nêu.

b) Viết phương trình phản ứng của metyl salixylat và axit axetylsalixylic với dung dịch NaOH.

6. Để xà phòng hoá hoàn toàn 2,22 gam hỗn hợp hai este đồng phân A và B cần dùng 30ml dung dịch NaOH 1M. Khi đốt cháy hoàn toàn hỗn hợp hai este đó thì thu được khí CO_2 và hơi nước với tỉ lệ thể tích $V_{H_2O} : V_{CO_2} = 1:1$. Hãy xác định công thức cấu tạo và gọi tên A và B.

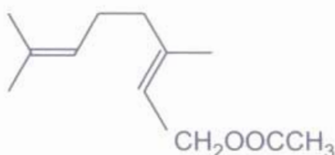


ESTE VÀ NƯỚC HOA

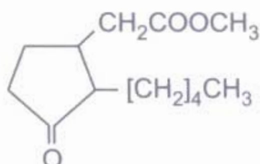
Nước hoa là một hỗn hợp gồm hàng trăm chất có mùi thơm nhằm mang lại cho con người sự sảng khoái về khứu giác.

Mỗi chất thơm gọi là một đơn hương. Các đơn hương thường thuộc loại ancol, anđehit, xeton và este. Trước kia các đơn hương chỉ tách được từ tinh dầu thực vật (xem bài tecpen), vì vậy giá thành của chúng rất cao, chẳng hạn 1 gam tinh dầu hoa hồng đắt hơn 1 gam vàng.

Nhờ sự phát triển của hoá học hữu cơ, người ta đã tổng hợp được nhiều đơn hương có trong thiên nhiên nhưng với giá rẻ hơn nhiều. *Thí dụ :*



geranyl axetat, mùi hoa hồng



heđion, mùi hoa nhài



Nước hoa

Bài 2

LIPIT

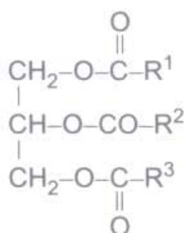
- Biết trạng thái tự nhiên và tầm quan trọng của lipit.
- Biết tính chất vật lí và tính chất hoá học của chất béo.
- Biết sử dụng chất béo một cách hợp lí.

I – KHÁI NIỆM, PHÂN LOẠI VÀ TRẠNG THÁI TỰ NHIÊN

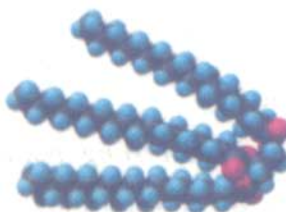
1. Khái niệm và phân loại

Lipit là những hợp chất hữu cơ có trong tế bào sống, không hoà tan trong nước nhưng tan trong các dung môi hữu cơ không phân cực như : ete, clorofom, xăng dầu,... Lipit bao gồm chất béo, sáp, steroit, photpholipit,...(xem tư liệu ở bài 4) hầu hết chúng đều là các este phức tạp. Dưới đây ta chỉ xem xét về chất béo.

Chất béo là trieste của glixerol với các axit monocacboxylic có số chẵn nguyên tử cacbon (khoảng từ 12 C đến 24 C) không phân nhánh (axit béo), gọi chung là triglixerit hay triaxylglixerol. Chất béo có công thức chung như trình bày ở hình 1.1a.



a)

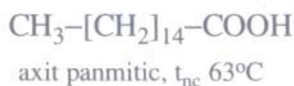


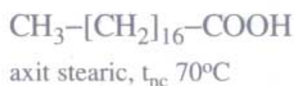
b)

Hình 1.1.

a) Công thức cấu tạo của chất béo: R^1, R^2, R^3 là các gốc hiđrocacbon no hoặc không no, không phân nhánh, có thể giống nhau hoặc khác nhau.
b) Mô hình phân tử chất béo tripanmitin (tripanmitoylglixerol).

Khi thuỷ phân chất béo thì thu được glixerol và axit béo. Axit béo no thường gặp là :





Axit béo không no thường gặp là :

$$\begin{array}{ccc} CH_3[CH_2]_7 & & [CH_2]_7COOH \\ & C = C & \\ H & & H \end{array}$$


axit oleic, t_{nc} 13°C

$$\begin{array}{ccccc} CH_3[CH_2]_4 & & CH_2 & & [CH_2]_7COOH \\ & C = C & & C = C & \\ H & & H \quad H & & H \end{array}$$


axit linoleic, t_{nc} 5°C

2. Trạng thái tự nhiên

Chất béo là thành phần chính của dầu mỡ động, thực vật. Sáp điển hình là sáp ong. Steroit và photpholipit có trong cơ thể sinh vật và đóng vai trò quan trọng trong hoạt động sống của chúng (xem tư liệu ở bài 4).

II – TÍNH CHẤT CỦA CHẤT BÉO

1. Tính chất vật lí

Các triglixerit chứa chủ yếu các gốc axit béo no thường là chất rắn ở nhiệt độ phòng, chẳng hạn như mỡ động vật (mỡ bò, mỡ cừu,...). Các triglixerit chứa chủ yếu các gốc axit béo không no thường là chất lỏng ở nhiệt độ phòng và được gọi là dầu. Nó thường có nguồn gốc thực vật (dầu lạc, dầu vừng,...) hoặc từ động vật máu lạnh (dầu cá).

Chất béo nhẹ hơn nước và không tan trong nước, tan trong các dung môi hữu cơ như : benzen, xăng, ete,...

2. Tính chất hoá học

a) Phản ứng thuỷ phân trong môi trường axit

Khi đun nóng với nước có xúc tác axit, chất béo bị thuỷ phân tạo ra glixerol và các axit béo :

$$\begin{array}{l} CH_2{-}O{-}COR^1 \\ | \\ CH{-}O{-}COR^2 \\ | \\ CH_2{-}O{-}COR^3 \end{array} + 3H_2O \xrightleftharpoons{H^+,\ t^o} \begin{array}{l} CH_2{-}OH \\ | \\ CH{-}OH \\ | \\ CH_2{-}OH \end{array} + \begin{array}{l} R^1{-}COOH \\ R^2{-}COOH \\ R^3{-}COOH \end{array}$$

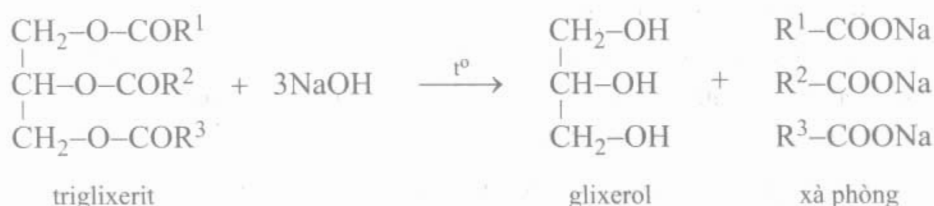

triglixerit


glixerol


các axit béo

b) Phản ứng xà phòng hoá

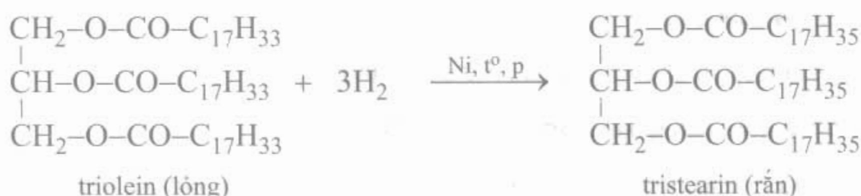
Khi đun nóng chất béo với dung dịch kiềm (NaOH hoặc KOH) thì tạo ra glixerol và hỗn hợp muối của các axit béo. Muối natri hoặc kali của các axit béo chính là xà phòng



Phản ứng của chất béo với dung dịch kiềm được gọi là phản ứng xà phòng hoá. Phản ứng xà phòng hoá xảy ra nhanh hơn phản ứng thuỷ phân trong môi trường axit và không thuận nghịch

c) *Phản ứng hiđro hoá*

Chất béo có chứa các gốc axit béo không no tác dụng với hiđro ở nhiệt độ và áp suất cao có Ni xúc tác. Khi đó hiđro cộng vào nối đôi C=C :



d) *Phản ứng oxi hoá*

Nối đôi C=C ở gốc axit không no của chất béo bị oxi hoá chậm bởi oxi không khí tạo thành peoxit, chất này bị phân huỷ thành các sản phẩm có mùi khó chịu. Đó là nguyên nhân của hiện tượng dầu mỡ để lâu bị ôi.

III – VAI TRÒ CỦA CHẤT BÉO

1. Vai trò của chất béo trong cơ thể

Chất béo là thức ăn quan trọng của con người. Ở ruột non, nhờ tác dụng xúc tác của các enzim như lipaza và dịch mật, chất béo bị thuỷ phân thành axit béo và glixerol rồi được hấp thụ vào thành ruột. Ở đó, glixerol và axit béo lại kết hợp với nhau tạo thành chất béo rồi được máu vận chuyển đến các tế bào. Nhờ những phản ứng sinh hoá phức tạp, chất béo bị oxi hoá chậm tạo thành CO_2, H_2O và cung cấp năng lượng cho cơ thể. Chất béo chưa sử dụng được tích luỹ vào các mô mỡ. Vì thế trong cơ thể chất béo là nguồn cung cấp và dự trữ năng lượng. Chất béo còn là nguyên liệu để tổng hợp một số chất khác cần thiết cho cơ thể. Nó còn có tác dụng bảo đảm sự vận chuyển và hấp thụ các chất hoà tan được trong chất béo.

2. Ứng dụng trong công nghiệp

Trong công nghiệp, một lượng lớn chất béo dùng để điều chế xà phòng, glixerol và chế biến thực phẩm. Ngày nay, người ta đã sử dụng một số dầu thực vật làm nhiên liệu cho động cơ điezen.

Glixerol được dùng trong sản xuất chất dẻo, mĩ phẩm, thuốc nổ,... Ngoài ra, chất béo còn được dùng trong sản xuất một số thực phẩm khác như mì sợi, đồ hộp,...

BÀI TẬP

1. Hãy chọn nhận định đúng :

A. Lipit là chất béo.

B. Lipit là tên gọi chung cho dầu mỡ động, thực vật.

C. Lipit là este của glixerol với các axit béo.

D. Lipit là những hợp chất hữu cơ có trong tế bào sống, không hoà tan trong nước, nhưng hoà tan trong các dung môi hữu cơ không phân cực. Lipit bao gồm chất béo, sáp, steroit, photpholipit,...

2. a) Hãy phân biệt các khái niệm : lipit, chất béo, dầu (ăn), mỡ (ăn).

b) Về mặt hoá học, dầu mỡ ăn khác dầu mỡ bôi trơn và bảo quản máy móc như thế nào ?

3. Cho bảng số liệu sau :

Axit béo :	axit stearic	axit panmitic	axit oleic
t_{nc}, °C :	70	63	13
Triglixerit :	tristearin	tripanmitin	triolein
t_{nc}, °C :	71,5	65,5	–5,5

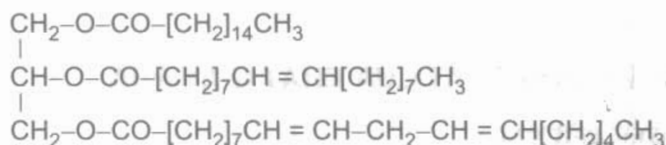
a) Viết công thức cấu tạo các chất béo nói trên.

b) Dầu hướng dương có hàm lượng các gốc oleat (gốc của axit oleic) và gốc linoleat (gốc của axit linoleic) tới 85%, còn lại là gốc stearat và panmitat. Dầu ca cao có hàm lượng gốc stearat và panmitat tới 75%, còn lại là gốc oleat và linoleat. Hỏi dầu nào đông đặc ở nhiệt độ thấp hơn, vì sao ?

4. a) Vì sao chất béo không tan trong nước mà tan trong các dung môi hữu cơ không phân cực ?

b) So sánh nhiệt độ nóng chảy, nhiệt độ sôi của triglixerit chứa các gốc axit béo no và triglixerit chứa các gốc axit béo không no.

5. Hãy viết phương trình phản ứng của chất béo có công thức cấu tạo như sau :



$$\begin{array}{l} CH_2{-}O{-}CO{-}[CH_2]_{14}CH_3 \\ | \\ CH{-}O{-}CO{-}[CH_2]_7CH = CH[CH_2]_7CH_3 \\ | \\ CH_2{-}O{-}CO{-}[CH_2]_7CH = CH{-}CH_2{-}CH = CH[CH_2]_4CH_3 \end{array}$$

a) với dung dịch KOH đun nóng.

b) với I_2 dư.

c) với H_2 dư, có Ni xúc tác, ở nhiệt độ và áp suất cao.

6. Để đánh giá lượng axit béo tự do có trong chất béo người ta dùng *chỉ số axit*. Đó là số miligam KOH cần để trung hoà axit béo tự do có trong 1 gam chất béo (nói gọn là trung hoà 1 gam chất béo).

a) Tính chỉ số axit của một chất béo, biết rằng để trung hoà 14 gam chất béo đó cần 15 ml dung dịch KOH 0,1M.

b) Tính khối lượng NaOH cần thiết để trung hoà 10 gam một chất béo có chỉ số axit là 5,6.

Bài 3

CHẤT GIẶT RỬA

- Biết khái niệm về chất giặt rửa và tính chất giặt rửa.
- Biết thành phần, cấu tạo, tính chất của xà phòng và chất giặt rửa tổng hợp.
- Biết sử dụng xà phòng và chất giặt rửa tổng hợp một cách hợp lí.

I – KHÁI NIỆM VÀ TÍNH CHẤT CỦA CHẤT GIẶT RỬA

1. Khái niệm chất giặt rửa

Chất giặt rửa là những chất khi dùng cùng với nước thì có tác dụng làm sạch các chất bẩn bám trên các vật rắn mà không gây ra phản ứng hoá học với các chất đó.

Từ cổ xưa, con người đã biết dùng các chất giặt rửa lấy trực tiếp từ thiên nhiên như : bồ kết, bồ hòn,... Trước khi hoá học hữu cơ ra đời, người ta cũng đã biết nấu xà phòng từ dầu mỡ với các chất kiềm. Xà phòng chính là hỗn hợp các muối natri (hoặc kali) của các axit béo. Ngày nay, người ta còn tổng hợp ra nhiều chất không phải là muối natri (hoặc kali) của các axit béo, nhưng có tác dụng giặt rửa tương tự xà phòng. Chúng được gọi là các chất giặt rửa tổng hợp và được chế thành các loại bột giặt, kem giặt,...



Hình 1.2. *Một số chất giặt rửa thường gặp*

2. Tính chất giặt rửa

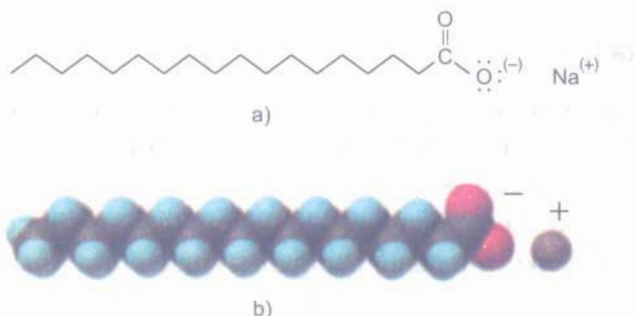
a) Một số khái niệm liên quan

Chất tẩy màu làm sạch các vết màu bẩn nhờ những phản ứng hoá học. *Thí dụ :* nước Gia-ven, nước clo oxi hoá chất màu thành chất không màu ; SO_2 khử chất màu thành chất không màu. Chất giặt rửa, như xà phòng, làm sạch các vết bẩn không phải nhờ những phản ứng hoá học (xem mục c).

Chất ưa nước là những chất tan tốt trong nước, như : metanol, etanol, axit axetic, muối axetat kim loại kiềm,...

Chất kị nước là những chất hầu như không tan trong nước, như : hiđrocacbon, dẫn xuất halogen,... Chất kị nước thì lại ưa dầu mỡ, tức là tan tốt vào dầu mỡ. Chất ưa nước thì thường kị dầu mỡ, tức là không tan trong dầu mỡ.

b) Đặc điểm cấu trúc phân tử muối natri của axit béo

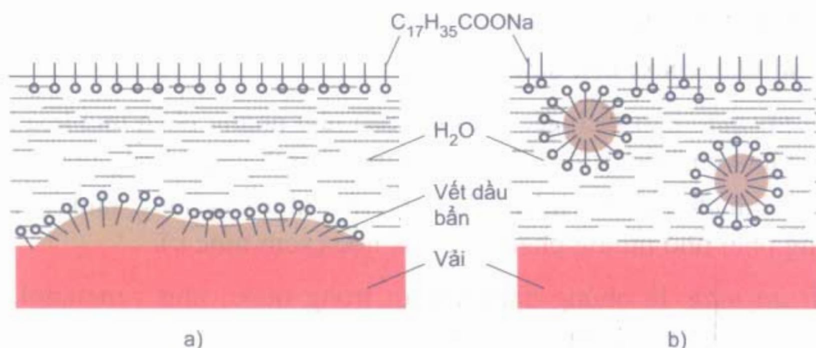


Hình 1.3. *Cấu trúc phân tử muối natri stearat :*
a) Công thức cấu tạo thu gọn nhất ; b) Mô hình đặc

Phân tử muối natri của axit béo gồm một "đầu" ưa nước là nhóm $COO^{-}Na^{+}$ nối với một "đuôi" kị nước, ưa dầu mỡ là nhóm $-C_xH_y$ (thường $x \geq 15$). Cấu trúc hoá học gồm một đầu ưa nước gắn với một đuôi dài ưa dầu mỡ là hình mẫu chung cho "phân tử chất giặt rửa".

c) Cơ chế hoạt động của chất giặt rửa

Lấy trường hợp natri stearat làm thí dụ, nhóm $CH_3[CH_2]_{16}-$, "đuôi" ưa dầu mỡ của phân tử natri stearat thâm nhập vào vết dầu bẩn, còn nhóm $COO^{-}Na^{+}$ ưa nước lại có xu hướng kéo ra phía các phân tử nước (hình 1.4a). Kết quả là vết dầu bị phân chia thành những hạt rất nhỏ được giữ chặt bởi các phân tử natri stearat, không bám vào vật rắn nữa mà phân tán vào nước rồi bị rửa trôi đi (hình 1.4b).



Hình 1.4.

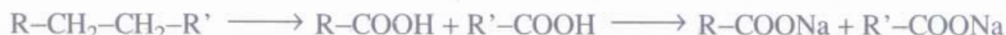
a) Sự định hướng các phân tử natri stearat khi tiếp xúc với nước và chất bẩn ;
b) Các hạt dầu rất nhỏ được giữ chặt bởi các phân tử natri stearat phân tán vào nước

II – XÀ PHÒNG

1. Sản xuất xà phòng

Phương pháp thông thường sản xuất xà phòng là đun dầu thực vật hoặc mỡ động vật (thường là loại không dùng để ăn) với dung dịch NaOH hoặc KOH ở nhiệt độ và áp suất cao. Sau khi phản ứng xà phòng hoá kết thúc, người ta cho thêm natri clorua vào và làm lạnh. Xà phòng tách ra khỏi dung dịch được cho thêm phụ gia và ép thành bánh. Dung dịch còn lại được loại tạp chất, cô đặc rồi li tâm tách muối natri clorua để thu lấy glixerol. Nhà máy Xà phòng Hà Nội sản xuất theo quy trình này.

Người ta còn sản xuất xà phòng bằng cách oxi hoá parafin của dầu mỏ nhờ oxi không khí, ở nhiệt độ cao, có muối mangan xúc tác, rồi trung hoà axit sinh ra bằng NaOH :



$$R\text{–}CH_2\text{–}CH_2\text{–}R' \longrightarrow R\text{–}COOH + R'\text{–}COOH \longrightarrow R\text{–}COONa + R'\text{–}COONa$$

Muối natri của các axit có phân tử khối nhỏ tan nhiều còn muối natri của các axit phân tử khối lớn không tan trong dung dịch natri clorua. Chúng được tách ra gọi là xà phòng tổng hợp. Xà phòng tổng hợp có tính chất giặt rửa tương tự xà phòng thường.

2. Thành phần của xà phòng và sử dụng xà phòng

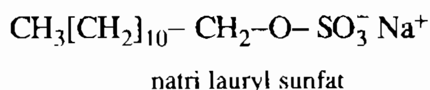
Thành phần chính của xà phòng là các muối natri (hoặc kali) của axit béo, thường là natri stearat ($C_{17}H_{35}COONa$), natri panmitat ($C_{15}H_{31}COONa$), natri oleat ($C_{17}H_{33}COONa$),... Các phụ gia thường gặp là chất màu, chất thơm.

Xà phòng dùng trong tắm gội, giặt giũ,... có ưu điểm là không gây hại cho da, cho môi trường (vì dễ bị phân huỷ bởi vi sinh vật có trong thiên nhiên). Xà phòng có nhược điểm là khi dùng với nước cứng (nước có chứa nhiều ion Ca^{2+} và Mg^{2+}) thì các muối canxi stearat, canxi panmitat,... sẽ kết tủa làm giảm tác dụng giặt rửa và ảnh hưởng đến chất lượng vải sợi.

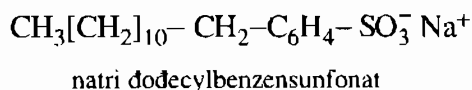
III – CHẤT GIẶT RỬA TỔNG HỢP

1. Sản xuất chất giặt rửa tổng hợp

Để đáp ứng nhu cầu to lớn và đa dạng về chất giặt rửa, người ta đã tổng hợp ra nhiều chất dựa theo hình mẫu "phân tử xà phòng" (tức là gồm đầu phân cực gắn với đuôi dài không phân cực), chúng đều có tính chất giặt rửa tương tự xà phòng và được gọi là chất giặt rửa tổng hợp. *Thí dụ :*

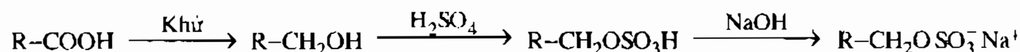

$CH_3[CH_2]_{10}-CH_2-O-SO_3^- Na^+$

natri lauryl sunfat


$CH_3[CH_2]_{10}-CH_2-C_6H_4-SO_3^- Na^+$

natri đođecylbenzensunfonat

Chất giặt rửa tổng hợp được điều chế từ các sản phẩm của dầu mỏ. Chẳng hạn, oxi hoá parafin được axit cacboxylic, hiđro hoá axit thu được ancol, cho ancol phản ứng với H_2SO_4 rồi trung hoà thì được chất giặt rửa loại ankyl sunfat :


$$R-COOH \xrightarrow{\text{Khử}} R-CH_2OH \xrightarrow{H_2SO_4} R-CH_2OSO_3H \xrightarrow{NaOH} R-CH_2OSO_3^- Na^+$$

2. Thành phần và sử dụng các chế phẩm từ chất giặt rửa tổng hợp

Các chế phẩm như bột giặt, kem giặt, ngoài chất giặt rửa tổng hợp, chất thơm, chất màu ra, còn có thể có chất tẩy trắng như natri hipoclorit,... Natri hipoclorit có hại cho da khi giặt bằng tay.

Ưu điểm của chất giặt rửa tổng hợp là dùng được với nước cứng, vì chúng ít bị kết tủa bởi ion canxi. Những chất giặt rửa tổng hợp có chứa gốc hiđrocacbon phân nhánh gây ô nhiễm cho môi trường, vì chúng rất khó bị các vi sinh vật phân huỷ.

BÀI TẬP

1. Hãy chọn khái niệm đúng :

A. Chất giặt rửa là những chất có tác dụng giống như xà phòng nhưng được tổng hợp từ dầu mỏ.

B. Chất giặt rửa là những chất có tác dụng làm sạch các vết bẩn trên bề mặt vật rắn.

C. Chất giặt rửa là những chất khi dùng cùng với nước thì có tác dụng làm sạch các vết bẩn bám trên các vật rắn.

D. Chất giặt rửa là những chất khi dùng cùng với nước thì có tác dụng làm sạch các vết bẩn bám trên các vật rắn mà không gây ra phản ứng hoá học với các chất đó.

2. a) Hãy cho biết sự giống nhau và khác nhau về cấu tạo giữa các "phân tử xà phòng" và các phân tử chất giặt rửa tổng hợp.

b) Vì sao xà phòng có tác dụng giặt rửa ?

3. a) Hãy kể ra một vài loại quả hoặc cây và cách dùng chúng để giặt rửa.

b) Nêu ưu, nhược điểm của bồ kết, xà phòng, bột giặt.

4. Chọn dự đoán đúng trong 2 dự đoán sau :

– Bồ kết có tác dụng giặt rửa vì trong đó có những chất oxi hoá mạnh (hoặc khử mạnh).

– Bồ kết có tác dụng giặt rửa vì trong đó có những chất có cấu tạo kiểu "đầu phân cực" gắn với "đuôi không phân cực" giống như "phân tử xà phòng".

Em hãy lấy nước bồ kết, nước xà phòng và nước Gia-ven. Nhúng vào mỗi loại nước đó một mẩu giấy màu hoặc một cánh hoa hồng để quan sát. Sau đó cho vào đó 1 giọt dầu ăn, lắc kĩ và quan sát. Kết quả các thí nghiệm này sẽ giúp em lựa chọn dự đoán đúng.

5. Có 3 ống nghiệm : ống A chứa 3 ml nước cất và 3 giọt dung dịch canxi clorua bão hoà, ống B chứa 3 ml nước xà phòng, ống C chứa 3 ml nước xà phòng và 3 giọt dung dịch canxi clorua bão hoà. Cho vào mỗi ống nghiệm 5 giọt dầu ăn, lắc đều. Hãy dự đoán hiện tượng xảy ra và giải thích.

6. Tiến hành thí nghiệm như ở bài tập 5, nhưng thay nước xà phòng bằng nước bột giặt. Hãy dự đoán hiện tượng xảy ra và giải thích.

Bài 4

LUYỆN TẬP

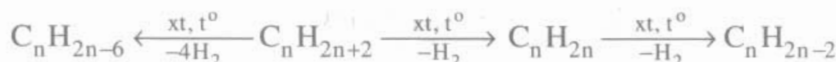
MỐI LIÊN HỆ GIỮA HIĐROCACBON VÀ MỘT SỐ DẪN XUẤT CỦA HIĐROCACBON

- Biết các phương pháp chuyển hoá giữa các loại hiđrocacbon.
- Biết các phương pháp chuyển hoá giữa hiđrocacbon, dẫn xuất halogen và các dẫn xuất chứa oxi.

I – MỐI LIÊN HỆ GIỮA CÁC LOẠI HIĐROCACBON

1. Chuyển hiđrocacbon no thành không no và thơm

a) Phương pháp đehiđro hoá



$$C_nH_{2n-6} \xleftarrow[-4H_2]{xt,\ t^o} C_nH_{2n+2} \xrightarrow[-H_2]{xt,\ t^o} C_nH_{2n} \xrightarrow[-H_2]{xt,\ t^o} C_nH_{2n-2}$$

b) Phương pháp crăckinh



$$C_nH_{2n+2} \xrightarrow{xt,\ t^o} C_xH_{2x+2} + C_yH_{2y} \qquad (x + y = n)$$

2. Chuyển hiđrocacbon không no và thơm thành no

a) Phương pháp hiđro hoá không hoàn toàn

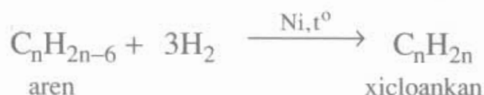


$$R - C \equiv C - R' \xrightarrow[Pd/PbCO_3,\ t^o]{+H_2} R - CH = CH - R' \xrightarrow[Ni,\ t^o]{+H_2} RCH_2CH_2R'$$

b) Phương pháp hiđro hoá hoàn toàn



$$C_nH_{2(n-x)} + (x+1)\ H_2 \xrightarrow{Ni,t^o} C_nH_{2n+2} \qquad (x = 1, 2)$$

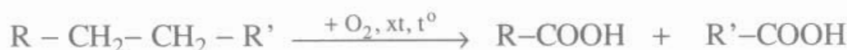


$$\underset{\text{aren}}{C_nH_{2n-6}} + 3H_2 \xrightarrow{Ni,t^o} \underset{\text{xicloankan}}{C_nH_{2n}}$$

II – MỐI LIÊN HỆ GIỮA HIĐROCACBON VÀ DẪN XUẤT CHỨA OXI CỦA HIĐROCACBON

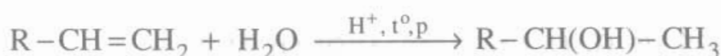
1. Chuyển hiđrocacbon trực tiếp thành dẫn xuất chứa oxi

a) Oxi hoá hiđrocacbon ở điều kiện thích hợp : Oxi hoá ankan, anken, aren ở nhiệt độ cao với xúc tác thích hợp thu được dẫn xuất chứa oxi. *Thí dụ :*



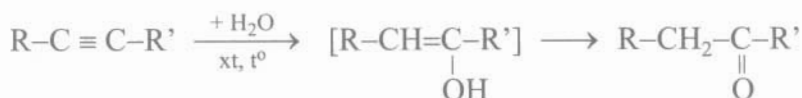
$$R-CH_2-CH_2-R' \xrightarrow{+O_2,\, xt,\, t^o} R-COOH + R'-COOH$$

b) Hiđrat hoá anken thành ancol



$$R-CH=CH_2 + H_2O \xrightarrow{H^+,\, t^o, p} R-CH(OH)-CH_3$$

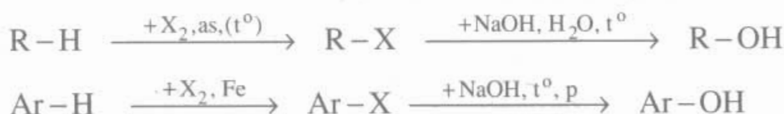
c) Hiđrat hoá ankin tạo thành anđehit hoặc xeton



$$R-C\equiv C-R' \xrightarrow[xt,\, t^o]{+H_2O} [R-CH=C(OH)-R'] \longrightarrow R-CH_2-C(=O)-R'$$

2. Chuyển hiđrocacbon thành dẫn xuất chứa oxi qua dẫn xuất halogen

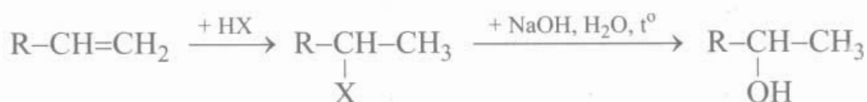
a) Thế nguyên tử H bằng nguyên tử halogen rồi thuỷ phân



$$R-H \xrightarrow{+X_2, as, (t^o)} R-X \xrightarrow{+NaOH,\, H_2O,\, t^o} R-OH$$

$$Ar-H \xrightarrow{+X_2,\, Fe} Ar-X \xrightarrow{+NaOH,\, t^o,\, p} Ar-OH$$

b) Cộng halogen hoặc hiđro halogenua vào hiđrocacbon không no rồi thuỷ phân



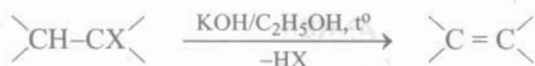
$$R-CH=CH_2 \xrightarrow{+HX} R-CH(X)-CH_3 \xrightarrow{+NaOH,\, H_2O,\, t^o} R-CH(OH)-CH_3$$

3. Chuyển ancol và dẫn xuất halogen thành hiđrocacbon

a) Tách nước từ ancol thành anken



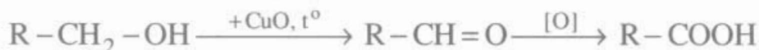
b) Tách hiđro halogenua từ dẫn xuất halogen thành anken

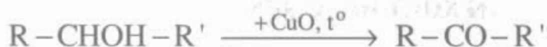


4. Chuyển hoá giữa các dẫn xuất chứa oxi

a) Phương pháp oxi hoá

Oxi hoá nhẹ ancol bậc I, bậc II thì được anđehit, xeton. Oxi hoá mạnh các dẫn xuất chứa oxi thì được axit cacboxylic :



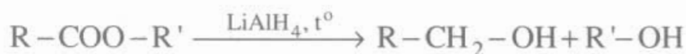


b) Phương pháp khử

– Khử anđehit, xeton thành ancol :



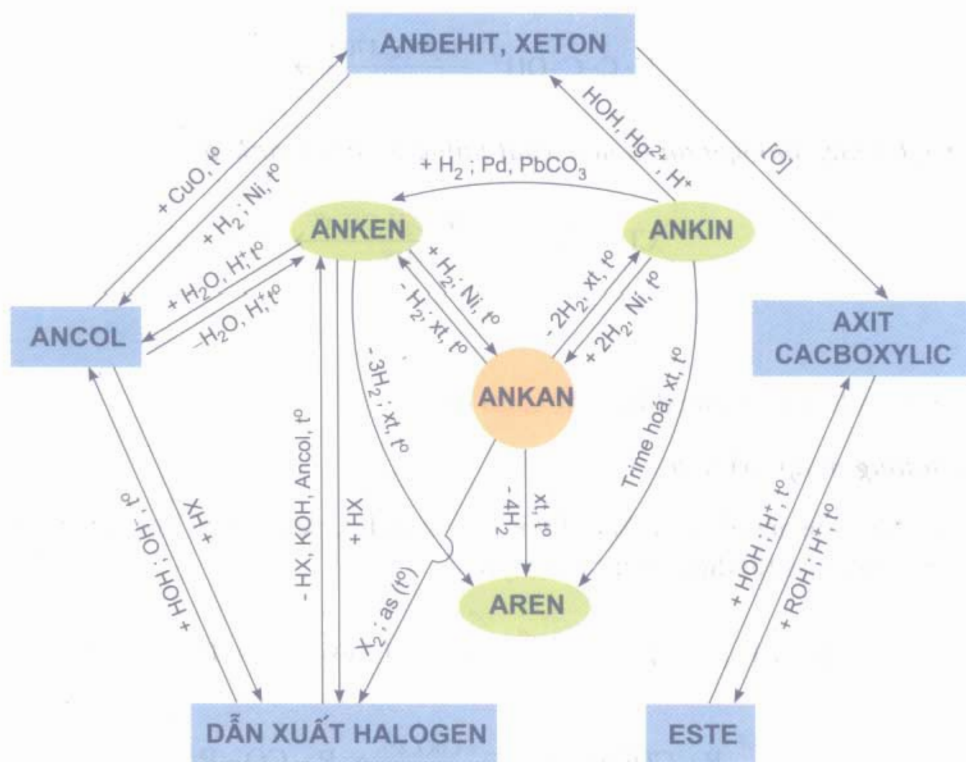
– Khử este thành ancol :



c) Este hoá và thuỷ phân este



III – SƠ ĐỒ BIỂU DIỄN MỐI QUAN HỆ GIỮA HIĐROCACBON VÀ MỘT SỐ DẪN XUẤT CỦA HIĐROCACBON



BÀI TẬP

1. Nguyên liệu cho công nghiệp hoá chất hữu cơ ngày nay dựa chủ yếu vào

A. khí thiên nhiên B. than đá và đá vôi

C. thực vật D. dầu mỏ.

2. a) Vì sao trong sơ đồ mối liên hệ giữa hiđrocacbon và dẫn xuất của hiđrocacbon, ankan lại được đặt ở ô trung tâm ?

b) Xuất phát từ ô trung tâm lần lượt điền vào đó metan, etan và hexan rồi viết phương trình phản ứng (nếu có) theo các mũi tên đã chỉ để đi đến các ô khác trong sơ đồ "dạo quanh sơ đồ".

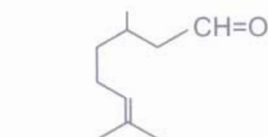
c) Hãy thử tìm một hiđrocacbon no để từ đó đi theo hết mọi mũi tên đến hết mọi ô của sơ đồ.

3. Hãy dùng sơ đồ phản ứng chứng tỏ rằng từ metan có thể tổng hợp được các ancol, anđehit và axit có từ 1 đến 2 nguyên tử C trong phân tử.

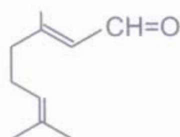
4. Hãy viết sơ đồ phản ứng từ etilen và toluen điều chế ra các hợp chất sau :

a) Etyl benzoat   b) 1–Etyl–4–metylbenzen   c) Benzyl axetat

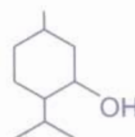
5. Cho công thức cấu tạo thu gọn nhất của vài dẫn xuất chứa oxi của tecpen như sau



xitronelal
(trong tinh dầu chanh)



geranial
(trong tinh dầu xả)



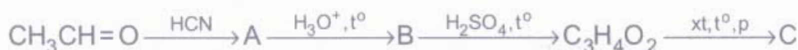
mentol
(trong tinh dầu bạc hà)

a) Chúng thuộc chức hữu cơ nào ?

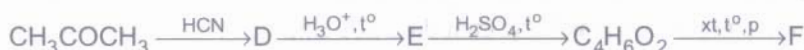
b) Hãy viết công thức cấu tạo thu gọn và công thức phân tử của chúng.

c) Gọi tên 2 hợp chất đầu theo danh pháp IUPAC.

6. Hãy hoàn thành các sơ đồ phản ứng sau :



$$CH_3CH=O \xrightarrow{HCN} A \xrightarrow{H_3O^+, t^o} B \xrightarrow{H_2SO_4, t^o} C_3H_4O_2 \xrightarrow{xt, t^o, p} C$$



$$CH_3COCH_3 \xrightarrow{HCN} D \xrightarrow{H_3O^+, t^o} E \xrightarrow{H_2SO_4, t^o} C_4H_6O_2 \xrightarrow{xt, t^o, p} F$$

7*. Đun nóng 3,21 gam hỗn hợp A gồm hai chất hữu cơ B và C cùng nhóm chức với dung dịch NaOH dư thu được hỗn hợp muối natri của hai axit no đơn chức kế tiếp nhau trong dãy đồng đẳng và một chất lỏng D. Chất D phản ứng với CuO đun nóng cho sản phẩm có phản ứng tráng bạc. Cho 1/10 lượng chất D phản ứng với Na được 33,6 ml H_2 (đktc). Tỉ khối hơi của D so với không khí là 2.

a) Xác định công thức cấu tạo của B, C và D.

b) Tính thành phần % khối lượng hỗn hợp A.

c) Viết phương trình phản ứng của B hoặc C với H_2/Ni, Br_2 và phản ứng tạo thành polime của chúng.

8. Hãy phân các chất vào các loại sau (một chất có thể thuộc nhiều loại) :

A. Chất béo	a) $CH_3[CH_2]_{14}–CO–OCH_2[CH_2]_{28}CH_3$
B. Chất giặt rửa	b) $CH_3[CH_2]_{14}–COONa$
C. Este	c) $CH_3[CH_2]_{14}CH_2–OSO_3Na$
D. Lipit	d) $CH_3CO–OCH_2CH(OCOCH_3)CH_2OCOCH_3$
	e) $CH_3[CH_2]_{14}CO–OCH_2CH(OCO[CH_2]_{16}CH_3)CH_2OCO[CH_2]_{14}CH_3$

Chương 2

CACBOHIĐRAT

- *Khái niệm chung về các loại cacbohiđrat.*
- *Cấu trúc, tính chất của từng loại cacbohiđrat.*



Cánh đồng lúa

MỞ ĐẦU

Trong đời sống hàng ngày, chúng ta thường dùng gạo, ngô, khoai, sắn, mía, quả ngọt,... vì chúng chứa loại chất dinh dưỡng quan trọng là tinh bột (trong gạo, ngô, khoai, sắn,...), đường saccarozơ, glucozơ, fructozơ (trong mía, quả ngọt,...). Ta cũng thường dùng giấy viết, vải sợi, bông (chủ yếu là xenlulozơ). Các chất tinh bột, đường, xenlulozơ có tên chung là cacbohiđrat vì có công thức chung là $C_n(H_2O)_m$. Tuy vậy, chúng tuyệt nhiên không phải là hiđrat của cacbon. *Cacbohiđrat (gluxit, saccarit) là những hợp chất hữu cơ tạp chức thường có công thức chung là $C_n(H_2O)_m$.*

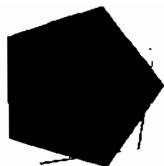
Về cấu tạo, cacbohiđrat là những hợp chất polihiđroxicacbonyl và dẫn xuất của chúng.

Cacbohiđrat được phân thành 3 nhóm chính sau đây :

– *Monosaccarit :* Là nhóm cacbohiđrat đơn giản nhất không thể thuỷ phân được. *Thí dụ :* glucozơ, fructozơ ($C_6H_{12}O_6$).

– *Đisaccarit :* Là nhóm cacbohiđrat mà khi thuỷ phân sinh ra 2 phân tử monosaccarit. *Thí dụ :* saccarozơ, mantozơ ($C_{12}H_{22}O_{11}$).

– *Polisaccarit :* Là nhóm cacbohiđrat phức tạp mà khi thuỷ phân đến cùng sinh ra nhiều phân tử monosaccarit. *Thí dụ :* tinh bột, xenlulozơ $(C_6H_{10}O_5)_n$.



GLUCOZƠ

- Biết cấu trúc dạng mạch hở, dạng mạch vòng của glucozơ.
- Hiểu tính chất các nhóm chức của glucozơ và vận dụng để giải thích tính chất hoá học của glucozơ.

I – TÍNH CHẤT VẬT LÍ VÀ TRẠNG THÁI TỰ NHIÊN

Glucozơ là chất kết tinh, không màu, nóng chảy ở 146°C (dạng α) và 150°C (dạng β), dễ tan trong nước, có vị ngọt nhưng không ngọt bằng đường mía. Glucozơ có trong hầu hết các bộ phận của cây như lá, hoa, rễ,... và nhất là trong quả chín. Đặc biệt, glucozơ có nhiều trong quả nho chín nên còn gọi là đường nho. Trong mật ong có nhiều glucozơ (khoảng 30%). Glucozơ cũng có trong cơ thể người và động vật. Trong máu người có một lượng nhỏ glucozơ, hầu như không đổi (nồng độ khoảng 0,1%).

II – CẤU TRÚC PHÂN TỬ

Glucozơ có công thức phân tử là $C_6H_{12}O_6$, tồn tại ở dạng mạch hở và dạng mạch vòng.

1. Dạng mạch hở

a) Các dữ kiện thực nghiệm

+ Khử hoàn toàn glucozơ thì thu được hexan. Vậy 6 nguyên tử C của phân tử glucozơ tạo thành 1 mạch hở không phân nhánh.

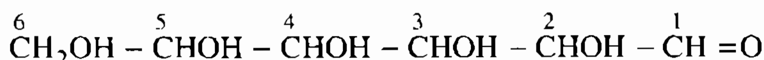
+ Glucozơ có phản ứng tráng bạc, khi tác dụng với nước brom tạo thành axit gluconic, chứng tỏ trong phân tử có nhóm CH = O.

+ Glucozơ tác dụng với $Cu(OH)_2$ tạo thành dung dịch màu xanh lam, chứng tỏ phân tử glucozơ có nhiều nhóm OH kề nhau.

+ Glucozơ tạo este chứa 5 gốc CH_3COO, vậy trong phân tử có 5 nhóm OH.

b) Kết luận

Phân tử glucozơ có công thức cấu tạo thu gọn dạng mạch hở là :



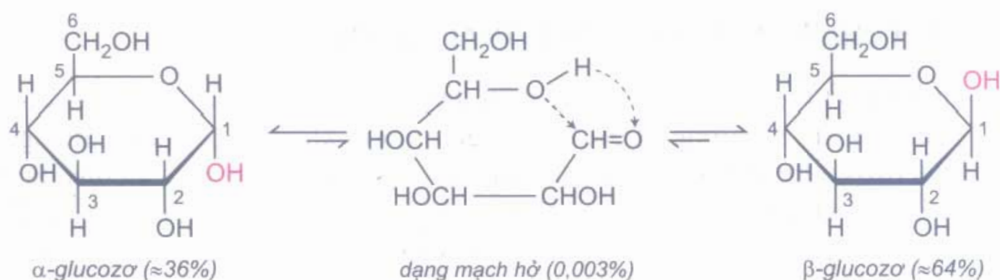
$$\overset{6}{C}H_2OH - \overset{5}{C}HOH - \overset{4}{C}HOH - \overset{3}{C}HOH - \overset{2}{C}HOH - \overset{1}{C}H = O$$

hoặc viết gọn là : $CH_2OH[CHOH]_4CHO$.

2. Dạng mạch vòng

Glucozơ kết tinh tạo ra hai dạng tinh thể có nhiệt độ nóng chảy khác nhau. Các dữ kiện thực nghiệm khác đều cho thấy hai dạng tinh thể đó ứng với hai dạng cấu trúc vòng khác nhau.

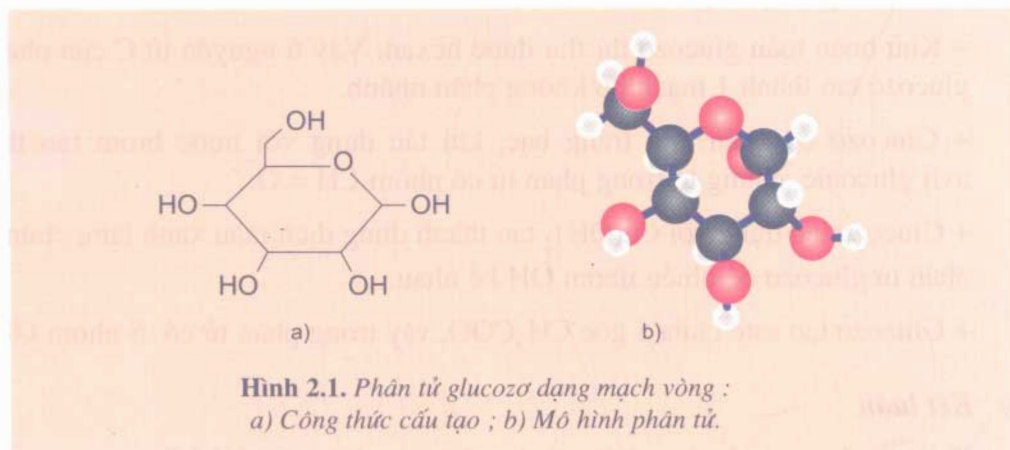
Nhóm OH ở C_5 cộng vào nhóm C = O tạo ra hai dạng vòng 6 cạnh α và β :



Trong dung dịch, glucozơ tồn tại chủ yếu ở dạng vòng 6 cạnh (α và β). Hai dạng vòng này luôn chuyển hoá lẫn nhau theo một cân bằng qua dạng mạch hở(*).

Nhóm OH ở vị trí số 1 được gọi là OH hemiaxetal.

Để đơn giản, công thức cấu tạo của glucozơ có thể được viết như ở hình 2.1a. Mô hình rỗng của glucozơ được trình bày ở hình 2.1b.



Hình 2.1. *Phân tử glucozơ dạng mạch vòng :*
a) Công thức cấu tạo ; b) Mô hình phân tử.

(*) Trong công thức của α và β-glucozơ, ta coi các nguyên tử C và O trong vòng của phân tử đều nằm trên một mặt phẳng vuông góc với mặt phẳng tờ giấy và các nét đậm biểu diễn những liên kết C – C ở phía gần người quan sát.

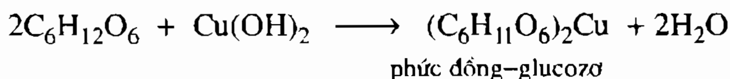
III – TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

Glucozơ có các tính chất của anđehit và ancol đa chức.

1. Tính chất của ancol đa chức (poliancol hay poliol)

a) Tác dụng với Cu(OH)₂

Trong dung dịch, ở nhiệt độ thường glucozơ hoà tan $Cu(OH)_2$ cho dung dịch phức đồng-glucozơ có màu xanh lam :



$$2C_6H_{12}O_6 + Cu(OH)_2 \longrightarrow \underset{\text{phức đồng–glucozơ}}{(C_6H_{11}O_6)_2Cu} + 2H_2O$$

b) Phản ứng tạo este

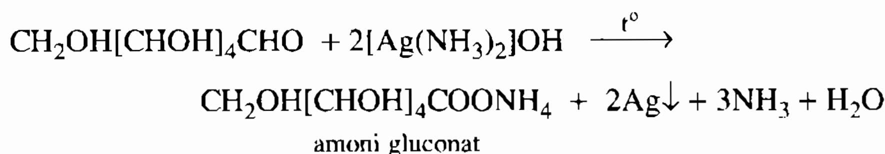
Khi tác dụng với anhiđrit axetic, glucozơ có thể tạo este chứa 5 gốc axetat trong phân tử $C_6H_7O(OCOCH_3)_5$.

2. Tính chất của anđehit

a) Oxi hoá glucozơ

Phản ứng tráng bạc : Cho vào ống nghiệm sạch 1 ml dung dịch $AgNO_3$ 1%, sau đó nhỏ từng giọt dung dịch NH_3 5% và lắc đều đến khi kết tủa vừa tan hết. Thêm tiếp 1 ml dung dịch glucozơ. Đun nóng nhẹ ống nghiệm. Trên thành ống nghiệm thấy xuất hiện một lớp bạc sáng như gương.

Giải thích : Phức bạc amoniac đã oxi hoá glucozơ thành amoni gluconat tan vào dung dịch và giải phóng bạc kim loại bám vào thành ống nghiệm.

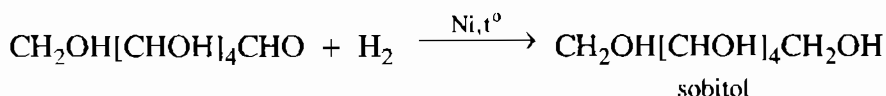


$$CH_2OH[CHOH]_4CHO + 2[Ag(NH_3)_2]OH \xrightarrow{t^o} \underset{\text{amoni gluconat}}{CH_2OH[CHOH]_4COONH_4} + 2Ag\downarrow + 3NH_3 + H_2O$$

Glucozơ có thể khử Cu(II) trong $Cu(OH)_2$ thành Cu(I) dưới dạng Cu_2O kết tủa màu đỏ gạch. Glucozơ làm mất màu dung dịch brom.

b) Khử glucozơ

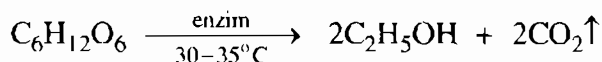
Khi dẫn khí hiđro vào dung dịch glucozơ đun nóng (xúc tác Ni), thu được một poliancol có tên là sobitol :



$$CH_2OH[CHOH]_4CHO + H_2 \xrightarrow{Ni,t^o} \underset{\text{sobitol}}{CH_2OH[CHOH]_4CH_2OH}$$

3. Phản ứng lên men

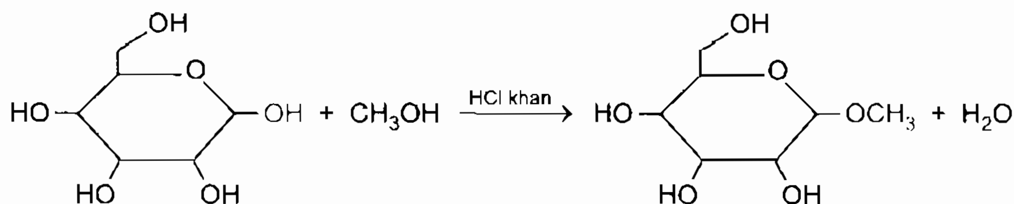
Khi có enzim xúc tác, glucozơ bị lên men cho ancol etylic và khí cacbonic :



$$C_6H_{12}O_6 \xrightarrow[30-35^\circ C]{enzim} 2C_2H_5OH + 2CO_2\uparrow$$

4. Tính chất riêng của dạng mạch vòng

Riêng nhóm OH ở C_1 (OH hemiaxetal) của dạng vòng tác dụng với metanol có HCl xúc tác, tạo ra nhóm metyl glicozit :

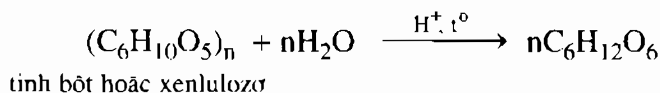


Khi nhóm OH ở C_1 đã chuyển thành nhóm OCH_3, dạng vòng không thể chuyển sang dạng mạch hở được nữa.

IV – ĐIỀU CHẾ VÀ ỨNG DỤNG

1. Điều chế

Trong công nghiệp, glucozơ được điều chế bằng cách thuỷ phân tinh bột nhờ xúc tác axit clohiđric loãng hoặc enzim. Người ta cũng thuỷ phân xenlulozơ (có trong vỏ bào, mùn cưa) nhờ xúc tác axit clohiđric đặc thành glucozơ để làm nguyên liệu sản xuất ancol etylic. Hai phương pháp đó đều được tóm tắt bằng phương trình phản ứng như sau :



$$\underset{\text{tinh bột hoặc xenlulozơ}}{(C_6H_{10}O_5)_n} + nH_2O \xrightarrow{H^+,\ t^o} nC_6H_{12}O_6$$

2. Ứng dụng

Glucozơ là chất dinh dưỡng có giá trị của con người, nhất là đối với trẻ em, người già. Trong y học, glucozơ được dùng làm thuốc tăng lực. Trong công nghiệp, glucozơ được dùng để tráng gương, tráng ruột phích và là sản phẩm trung gian trong sản xuất ancol etylic từ các nguyên liệu có chứa tinh bột và xenlulozơ.



Hình 2.2.
Dung dịch glucozơ 5% dùng để truyền cho bệnh nhân



Hình 2.3.
Trái cây chín rất giàu glucozơ

V – ĐỒNG PHÂN CỦA GLUCOZƠ : FRUCTOZƠ

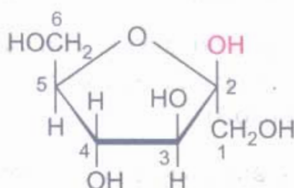
Fructozơ ($C_6H_{12}O_6$) ở dạng mạch hở là một polihiđroxi xeton, có công thức cấu tạo thu gọn là :



$$CH_2OH-CHOH-CHOH-CHOH-\underset{\underset{O}{\|}}{C}-CH_2OH$$

Hoặc viết gọn là : $CH_2OH[CHOH]_3COCH_2OH$

Trong dung dịch, fructozơ tồn tại chủ yếu ở dạng β, vòng 5 cạnh hoặc 6 cạnh. Ở trạng thái tinh thể, fructozơ ở dạng β, vòng 5 cạnh :

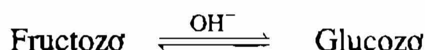


dạng β - fructozơ

Fructozơ là chất kết tinh, dễ tan trong nước, có vị ngọt hơn đường mía, có nhiều trong quả ngọt và đặc biệt trong mật ong (tới 40%) làm cho mật ong có vị ngọt đậm.

Tương tự như glucozơ, fructozơ tác dụng với $Cu(OH)_2$ cho dung dịch phức màu xanh lam (tính chất của ancol đa chức), tác dụng với hiđro cho poliancol (tính chất của nhóm cacbonyl).

Fructozơ không có nhóm CH=O nhưng vẫn có phản ứng tráng bạc và phản ứng khử $Cu(OH)_2$ thành Cu_2O là do khi đun nóng trong môi trường kiềm nó chuyển thành glucozơ theo cân bằng sau :



BÀI TẬP

1. Phát biểu nào sau đây ***không*** đúng ?

A. Glucozơ và fructozơ là đồng phân cấu tạo của nhau ;

B. Có thể phân biệt glucozơ và fructozơ bằng phản ứng tráng bạc ;

C. Trong dung dịch, glucozơ tồn tại ở dạng mạch vòng ưu tiên hơn dạng mạch hở ;

D. Metyl $\alpha-$ glucozit không thể chuyển sang dạng mạch hở.

2. Cho các dung dịch : glucozơ, glixerol, axit axetic, etanol. Thuốc thử nào sau đây có thể dùng để phân biệt các dung dịch đó ?

A. $Cu(OH)_2$ trong môi trường kiềm ;

B. $[Ag(NH_3)_2]OH$;

C. Na kim loại ;

D. Nước brom.

3. a) Cacbohiđrat là gì ? Có mấy loại cacbohiđrat quan trọng ?

b) Nêu định nghĩa từng loại cacbohiđrat và lấy thí dụ minh hoạ.

4. a) Hãy viết công thức dạng mạch hở của glucozơ và nhận xét về các nhóm chức của nó (tên nhóm chức, số lượng, bậc nếu có). Những thí nghiệm nào chứng minh được cấu tạo dạng mạch hở của glucozơ ?

b) Hãy viết công thức dạng mạch vòng của glucozơ và nhận xét về các nhóm chức của nó (tên, số lượng, bậc và vị trí tương đối trong không gian). Những thí nghiệm nào chứng minh được glucozơ tồn tại ở dạng mạch vòng ?

c) Trong dung dịch, glucozơ tồn tại ở những dạng nào (viết công thức và gọi tên) ?

5. Hãy viết phương trình hoá học của các phản ứng sau (nếu có) :

a) Glucozơ tác dụng với nước brom

b) Fructozơ + H_2 $\xrightarrow{Ni, t^o}$

c) Fructozơ + $[Ag(NH_3)_2]OH \longrightarrow$

d) Glucozơ + $[Ag(NH_3)_2]OH \longrightarrow$

6. Cho 200 ml dung dịch glucozơ phản ứng hoàn toàn với dung dịch $AgNO_3$ trong NH_3 thu được 10,8 gam Ag. Tính nồng độ mol của dung dịch glucozơ đã dùng.

7. Đun nóng dung dịch chứa 18 gam glucozơ với một lượng vừa đủ $AgNO_3$ trong NH_3 thấy Ag tách ra. Tính lượng Ag thu được và khối lượng $AgNO_3$ cần dùng, biết rằng các phản ứng xảy ra hoàn toàn.

8. Cho lên men 1 m^3 nước rỉ đường, sau đó chưng cất thu được 60 lít cồn 96°. Tính khối lượng glucozơ có trong 1 m^3 nước rỉ đường glucozơ trên, biết rằng khối lượng riêng của ancol etylic bằng 0,789 g/ml ở 20°C và hiệu suất của quá trình lên men đạt 80%.



BỆNH ĐƯỜNG HUYẾT

Trong máu người luôn luôn có nồng độ *glucozơ không đổi khoảng 0,1%*. Nếu lượng glucozơ trong máu giảm đi thì người bị mắc bệnh suy nhược. Ngược lại, nếu lượng glucozơ trong máu tăng lên thì sẽ bị thải ra ngoài theo đường tiểu tiện. Người bị "thừa" glucozơ là người bị bệnh tiểu đường hay bệnh đường huyết. Bệnh đường huyết là bệnh rối loạn chuyển hoá glucozơ. Chất adrenalin của tuyến thượng thận là homon biểu hiện nhu cầu tiêu hoá glucozơ của máu. Hai quá trình "cung" và "tiêu" này làm cho lượng glucozơ được điều hoà, nếu thiếu adrenalin, người ta sẽ mắc bệnh suy nhược. Insulin được tạo ra ở tuỵ, là một homon làm giảm lượng glucozơ trong máu. Nếu thiếu insulin, người ta sẽ mắc bệnh đường huyết.

Bài 6

SACCAROZƠ

- Biết cấu trúc của phân tử saccarozơ và mantozơ.
- Hiểu được tính chất của saccarozơ, phân biệt với mantozơ và vận dụng để giải thích các tính chất hoá học của chúng.

I – TÍNH CHẤT VẬT LÍ VÀ TRẠNG THÁI TỰ NHIÊN

Saccarozơ là chất kết tinh, không màu, vị ngọt, dễ tan trong nước, nóng chảy ở 185°C.

Saccarozơ có trong nhiều loại thực vật và là thành phần chủ yếu của đường mía (từ cây mía) ; đường củ cải (từ củ cải đường) ; đường thốt nốt (từ cụm hoa thốt nốt).

Ở nước ta, đường mía được sản xuất dưới nhiều dạng thương phẩm khác nhau : Đường phèn là đường mía kết tinh ở nhiệt độ thường (khoảng 30°C) dưới dạng tinh thể lớn. Đường cát là đường mía kết tinh có lẫn tạp chất màu vàng. Đường phên là đường mía được ép thành phên, còn chứa nhiều tạp chất, có màu nâu sẫm. Đường kính chính là saccarozơ ở dạng tinh thể nhỏ.

II – CẤU TRÚC PHÂN TỬ

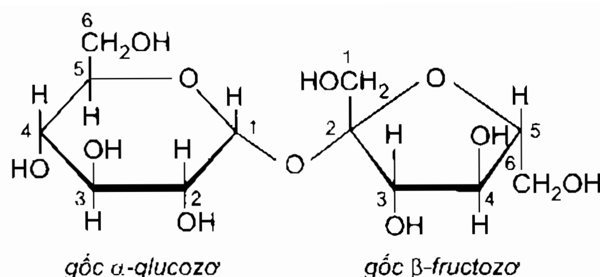
Saccarozơ có công thức phân tử là $C_{12}H_{22}O_{11}$. Người ta xác định cấu trúc phân tử saccarozơ căn cứ vào các dữ kiện thí nghiệm sau :

– Dung dịch saccarozơ hoà tan $Cu(OH)_2$ thành dung dịch màu xanh lam, chứng tỏ trong phân tử saccarozơ có nhiều nhóm OH kề nhau.

– Dung dịch saccarozơ không có phản ứng tráng bạc, không bị oxi hoá bởi nước brom, chứng tỏ phân tử saccarozơ không có nhóm CH = O.

– Đun nóng dung dịch saccarozơ có mặt axit vô cơ làm xúc tác, ta được glucozơ và fructozơ.

Các dữ kiện thực nghiệm khác cho phép xác định được trong phân tử saccarozơ gốc α– glucozơ và gốc β– fructozơ liên kết với nhau qua nguyên tử oxi giữa C_1 của glucozơ và C_2 của fructozơ (C_1–O–C_2). Liên kết này thuộc loại liên kết glicozit. Vậy, cấu trúc phân tử saccarozơ được biểu diễn như sau :



gốc α-glucozơ *gốc β-fructozơ*

III – TINH CHẤT HOÁ HỌC

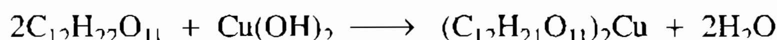
Saccarozơ không có tính khử vì phân tử không còn nhóm OH hemiaxetal tự do nên không chuyển được thành dạng mạch hở chứa nhóm anđehit. Vì vậy, saccarozơ chỉ còn tính chất của ancol đa chức và có phản ứng thuỷ phân của đisaccarit.

1. Phản ứng với $Cu(OH)_2$

Thí nghiệm : Cho vào một ống nghiệm vài giọt dung dịch $CuSO_4$ 5%, sau đó thêm tiếp 1 ml dung dịch NaOH 10%. Gạn bỏ phần dung dịch, giữ lại kết tủa $Cu(OH)_2$, thêm khoảng 2 ml dung dịch saccarozơ 1%, sau đó lắc nhẹ.

Hiện tượng : Kết tủa $Cu(OH)_2$ tan trong dung dịch saccarozơ cho dung dịch màu xanh lam.

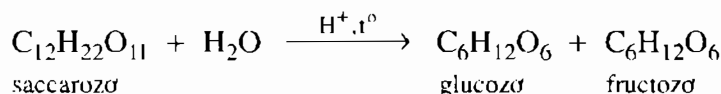
Giải thích : Là một poliol có nhiều nhóm OH kề nhau nên saccarozơ đã phản ứng với $Cu(OH)_2$ sinh ra phức đồng–saccarozơ tan có màu xanh lam.



$$2C_{12}H_{22}O_{11} + Cu(OH)_2 \longrightarrow (C_{12}H_{21}O_{11})_2Cu + 2H_2O$$

2. Phản ứng thuỷ phân

Dung dịch saccarozơ không có tính khử nhưng khi đun nóng với axit thì tạo thành dung dịch có tính khử là do nó bị thuỷ phân thành glucozơ và fructozơ :



$$\underset{\text{saccarozơ}}{C_{12}H_{22}O_{11}} + H_2O \xrightarrow{H^+, t^o} \underset{\text{glucozơ}}{C_6H_{12}O_6} + \underset{\text{fructozơ}}{C_6H_{12}O_6}$$

Trong cơ thể người, phản ứng này xảy ra nhờ enzim.

IV – ỨNG DỤNG VÀ SẢN XUẤT ĐƯỜNG SACCAROZƠ

1. Ứng dụng

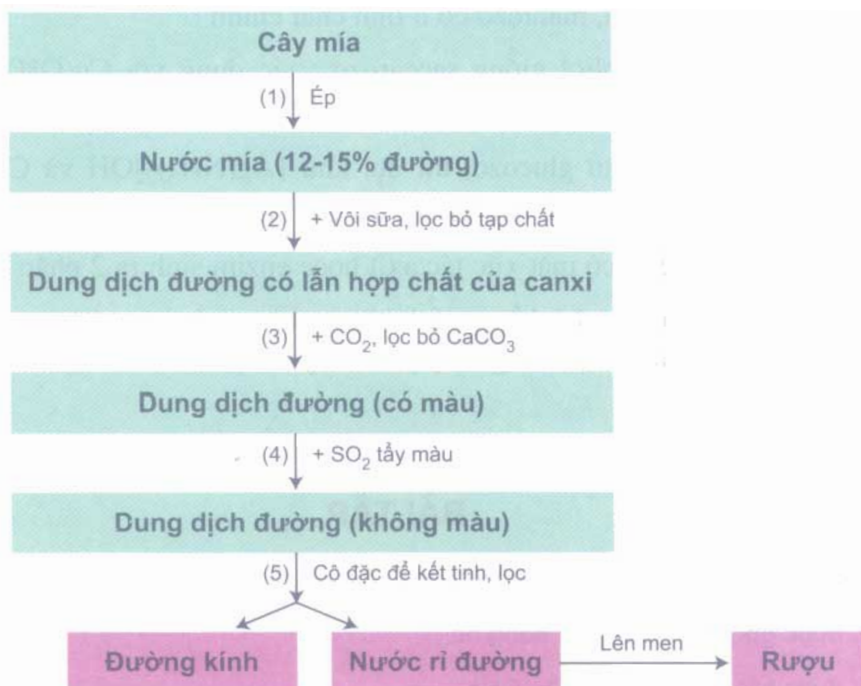
Saccarozơ được dùng nhiều trong công nghiệp thực phẩm, để sản xuất bánh, kẹo, nước giải khát,... Trong công nghiệp dược phẩm để pha chế thuốc.

2. Sản xuất đường saccarozơ



Hình 2.4. *Mía, nguồn cung cấp saccarozơ*

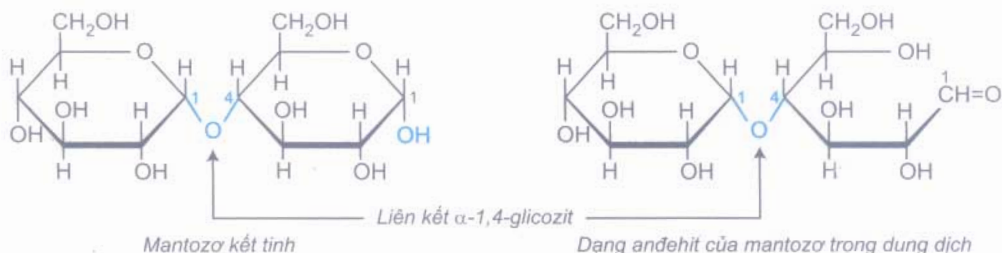
Sản xuất đường từ cây mía qua một số công đoạn chính thể hiện ở sơ đồ dưới đây :



V – ĐỒNG PHÂN CỦA SACCAROZƠ : MANTOZƠ

Trong số các đồng phân của saccarozơ, quan trọng nhất là mantozơ (còn gọi là đường mạch nha). Công thức phân tử $C_{12}H_{22}O_{11}$.

Ở trạng thái tinh thể, phân tử mantozơ gồm hai gốc glucozơ liên kết với nhau ở C_1 của gốc α– glucozơ này với C_4 của gốc α– glucozơ kia qua một nguyên tử oxi. Liên kết α–C_1–O–C_4 như thế được gọi là liên kết α–1,4– glicozit. Trong dung dịch, gốc α–glucozơ của mantozơ có thể mở vòng tạo ra nhóm CH=O :



Mantozơ kết tinh — *Dạng anđehit của mantozơ trong dung dịch*

Do cấu trúc như trên, mantozơ có 3 tính chất chính :

1. Tính chất của poliol giống saccarozơ : tác dụng với $Cu(OH)_2$ cho phức đồng–mantozơ màu xanh lam.

2. Tính khử tương tự glucozơ, thí dụ, khử $[Ag(NH_3)_2]OH$ và $Cu(OH)_2$ khi đun nóng. Mantozơ thuộc loại đisaccarit có tính khử.

3. Bị thuỷ phân khi có mặt xúc tác axit hoặc enzim sinh ra 2 phân tử glucozơ.

Mantozơ được điều chế bằng cách thuỷ phân tinh bột nhờ enzim amilaza (có trong mầm lúa). Phản ứng thuỷ phân này cũng xảy ra trong cơ thể người và động vật.

BÀI TẬP

1. Trong phân tử đisaccarit, số thứ tự của C ở mỗi gốc monosaccarit

A. được ghi theo chiều kim đồng hồ.

B. được bắt đầu từ nhóm CH_2OH.

C. được bắt đầu từ C liên kết với cầu O nối liền 2 gốc monosaccarit.

D. được ghi như ở mỗi monosaccarit hợp thành.

2. Để phân biệt các dung dịch hoá chất riêng biệt là saccarozơ, mantozơ, etanol và fomanđehit, người ta có thể dùng một trong các hoá chất nào sau đây ?

A. $Cu(OH)_2/OH^-$ B. $AgNO_3/NH_3$

C. $H_2/Ni, t^o$ D. Vôi sữa

3. a) Hãy viết công thức cấu trúc của saccarozơ (có ghi số thứ tự của C) và nói rõ cách hình thành nó từ phân tử glucozơ và phân tử fructozơ. Vì sao saccarozơ không có tính khử ?

b) Hãy viết công thức cấu trúc của mantozơ (có ghi số thứ tự của C) và nói rõ cách hình thành nó từ 2 phân tử glucozơ. Vì sao mantozơ có tính khử ?

4. Viết phương trình hoá học của phản ứng xảy ra (nếu có) giữa saccarozơ với $Cu(OH)_2$ (ở nhiệt độ thường và đun nóng), với dung dịch $AgNO_3$ trong amoniac (đun nhẹ) và với dung dịch H_2SO_4 (loãng, đun nhẹ).

Cũng câu hỏi như vậy, nhưng thay saccarozơ bằng mantozơ.

5. Trình bày phương pháp phân biệt các dung dịch hoá chất trong mỗi dãy sau bằng phương pháp hoá học :

a) Saccarozơ, glucozơ, glixerol ;

b) Saccarozơ, mantozơ, anđehit axetic ;

c) Saccarozơ, mantozơ, glixerol, anđehit axetic.

6. Thuỷ phân hoàn toàn 34,2 gam saccarozơ, sau đó tiến hành phản ứng tráng bạc với dung dịch thu được. Tính khối lượng Ag kết tủa.



Ở ĐÂU PHÁT HIỆN RA SACCAROZƠ ĐẦU TIÊN ?

Khoảng 2250 năm trước, ở miền Bắc Ấn Độ, người ta đã biết cô đặc nước cây mía lấy đường ăn ở dạng lẫn tạp chất (mật, đường cát). Tên saccarozơ bắt nguồn từ tên cây mía (Saccharun o.L.). Mãi tới năm 1000, mặt hàng saccarozơ mới lan tràn sang Trung Cận Đông, rồi theo những đoàn tàu kéo xâm nhập vào Châu Âu như một thứ hàng xa xỉ. Năm 1747, Magrap (Marggrat) đã phát hiện thấy saccarozơ trong củ cải đường. Sau đó, người học trò của ông là Achat (Achard) đưa phát hiện của Magrap vào cuộc sống. Năm 1802, xí nghiệp sản xuất đường củ cải đầu tiên đi vào hoạt động, từ đó phát triển lên và sản lượng ngày một tăng. Bước đột phá trong việc sản xuất đường củ cải là do cải tiến canh tác mà hàm lượng đường trong củ cải tăng và sản xuất đường với quy mô và kĩ thuật mới đã lan ra toàn thế giới. Các nước Mĩ và Nga dẫn đầu thế giới về sản lượng đường, đến lúc này ý tưởng tổng hợp đường từ cacbon đioxit và nước không còn ý nghĩa thực tiễn mà chỉ còn ý nghĩa lí thuyết.

Bài 7

TINH BỘT

- Biết cấu trúc phân tử và tính chất của tinh bột.
- Biết sự chuyển hoá và sự tạo thành tinh bột.

I – TÍNH CHẤT VẬT LÍ VÀ TRẠNG THÁI TỰ NHIÊN

Tinh bột là chất rắn vô định hình, màu trắng, không tan trong nước nguội. Trong nước nóng từ 65°C trở lên, tinh bột chuyển thành dung dịch keo nhớt, gọi là hồ tinh bột.

Tinh bột có rất nhiều trong các loại hạt (gạo, mì, ngô,...), củ (khoai, sắn,...) và quả (táo, chuối,...). Hàm lượng tinh bột trong gạo khoảng 80%, trong ngô khoảng 70%, trong củ khoai tây tươi khoảng 20%.



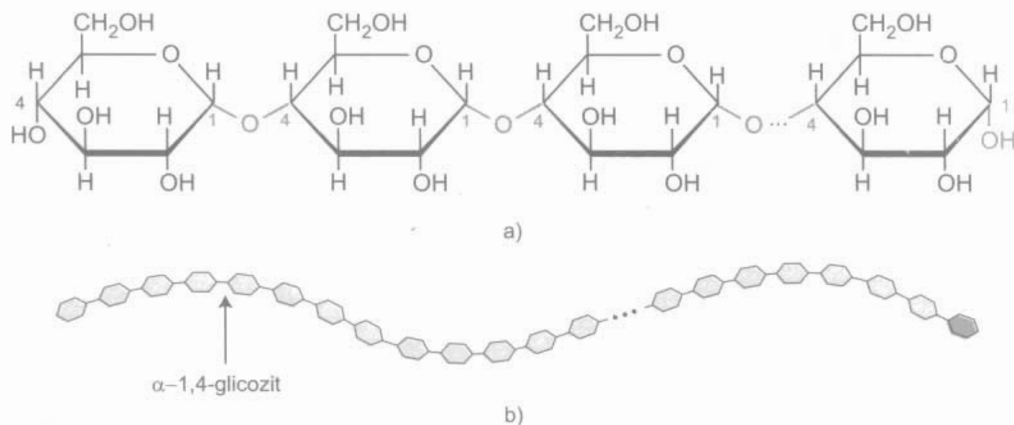



Hình 2.5. *Gạo, ngô, khoai, sắn cung cấp tinh bột*

II – CẤU TRÚC PHÂN TỬ

Tinh bột là hỗn hợp của hai polisaccarit : amilozơ và amilopectin. Cả hai đều có công thức phân tử là $(C_6H_{10}O_5)_n$ trong đó $C_6H_{10}O_5$ là gốc α–glucozơ.

Amilozơ chiếm từ 20 – 30% khối lượng tinh bột. Trong phân tử amilozơ các gốc α–glucozơ nối với nhau bởi liên kết α–1,4–glicozit (hình 2.6a) tạo thành một chuỗi dài không phân nhánh (hình 2.6b). Phân tử khối của amilozơ vào khoảng 150.000 – 600.000 (ứng với n khoảng 1000 – 4000). Phân tử amilozơ không duỗi thẳng mà xoắn lại thành hình lò xo.

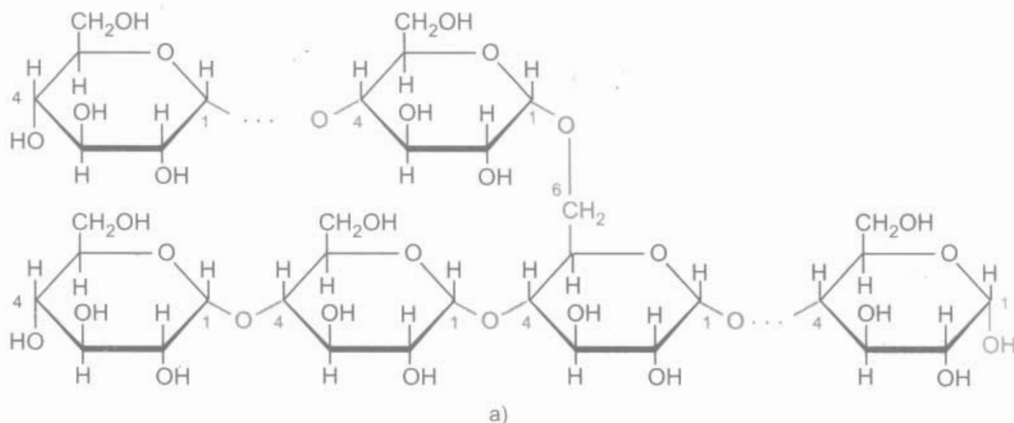


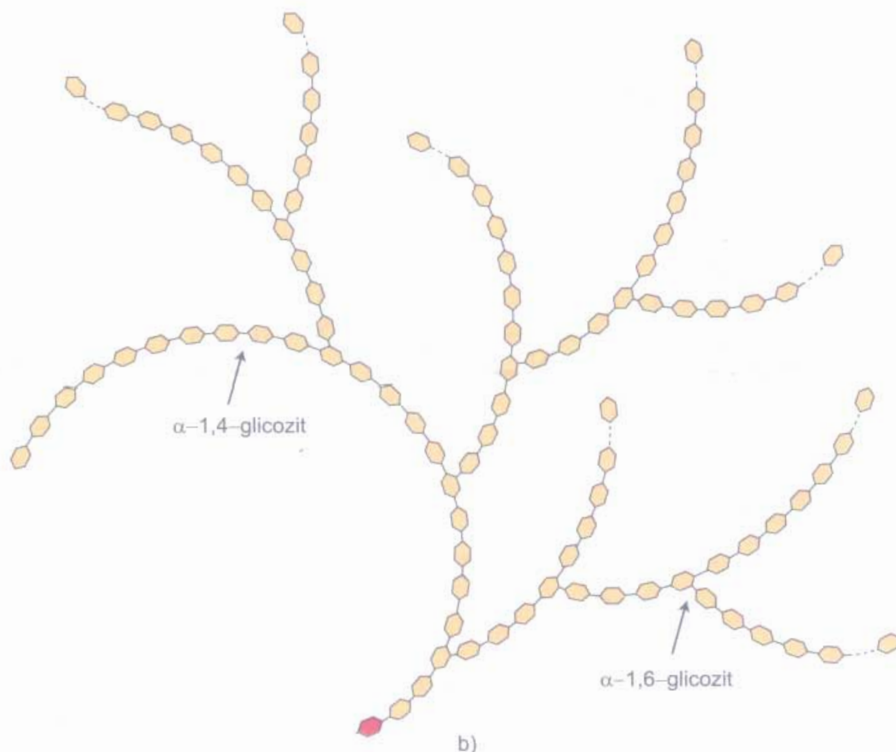
Hình 2.6. *Phân tử amilozơ*

a) Các gốc α–glucozơ nối với nhau bởi liên kết α–1,4–glicozit ;

b) Mô hình phân tử amilozơ

Amilopectin chiếm khoảng 70 – 80% khối lượng tinh bột. Amilopectin có cấu tạo phân nhánh. Cứ khoảng 20 – 30 mắt xích α–glucozơ nối với nhau bởi liên kết α–1,4–glicozit thì tạo thành một chuỗi. Do có thêm liên kết từ C_1 của chuỗi này với C_6 của chuỗi kia qua nguyên tử O (gọi là liên kết α–1,6–glicozit) nên chuỗi bị phân nhánh như mô tả ở hình 2.7. Phân tử khối của amilopectin vào khoảng từ 300.000 – 3.000.000 (ứng với n từ 2000 đến 200.000).





Hình 2.7. *a) Liên kết α–1,4–glicozit và liên kết α–1,6–glicozit*
b) Mô hình phân tử amilopectin

III – TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

1. Phản ứng thuỷ phân

a) Thuỷ phân nhờ xúc tác axit

Dung dịch tinh bột không có phản ứng tráng bạc nhưng sau khi đun nóng với axit vô cơ loãng ta được dung dịch có phản ứng tráng bạc. Nguyên nhân là do tinh bột bị thuỷ phân hoàn toàn cho glucozơ :



$$(C_6H_{10}O_5)_n + nH_2O \xrightarrow{H^+, t^o} nC_6H_{12}O_6$$

b) Thuỷ phân nhờ enzim

Phản ứng thuỷ phân tinh bột cũng xảy ra nhờ một số enzim. Nhờ enzim α– và β–amilaza (có trong nước bọt và trong mầm lúa) tinh bột bị thuỷ phân thành đextrin $(C_6H_{10}O_5)_x$ $(x < n)$ rồi thành mantozơ, mantozơ bị thuỷ phân thành glucozơ nhờ enzim mantaza.

2. Phản ứng màu với dung dịch iot

Thí nghiệm : Nhỏ dung dịch iot vào ống nghiệm đựng dung dịch hồ tinh bột hoặc vào mặt cắt của củ khoai lang.

Hiện tượng : Dung dịch hồ tinh bột đựng trong ống nghiệm cũng như mặt cắt củ khoai lang đều nhuốm màu xanh tím. Khi đun nóng, màu xanh tím biến mất, khi để nguội màu xanh tím lại xuất hiện.

Giải thích : Phân tử tinh bột hấp phụ iot tạo ra màu xanh tím. Khi đun nóng, iot bị giải phóng ra khỏi phân tử tinh bột làm mất màu xanh tím đó. Khi để nguội, iot bị hấp phụ trở lại làm dung dịch có màu xanh tím. Phản ứng này được dùng để nhận ra tinh bột bằng iot và ngược lại.

IV – SỰ CHUYỂN HOÁ TINH BỘT TRONG CƠ THỂ

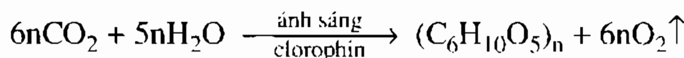
Tinh bột trong các loại lương thực là một trong những thức ăn cơ bản của con người. Khi ta ăn, tinh bột bị thuỷ phân nhờ enzim amilaza có trong nước bọt thành đextrin, rồi thành mantozơ. Ở ruột, enzim mantaza giúp cho việc thuỷ phân mantozơ thành glucozơ. Glucozơ được hấp thụ qua thành mao trạng ruột vào máu. Trong máu nồng độ glucozơ không đổi khoảng 0,1%. Lượng glucozơ dư được chuyển về gan : ở đây glucozơ hợp lại nhờ enzim thành glicogen (còn gọi là tinh bột động vật) dự trữ cho cơ thể. Khi nồng độ glucozơ trong máu giảm xuống dưới 0,1%, glicogen ở gan lại bị thuỷ phân thành glucozơ và theo đường máu chuyển đến các mô trong cơ thể. Tại các mô, glucozơ bị oxi hoá chậm qua các phản ứng phức tạp nhờ enzim thành CO_2 và H_2O, đồng thời giải phóng năng lượng cho cơ thể hoạt động. Sự chuyển hoá tinh bột trong cơ thể được biểu diễn bởi sơ đồ sau :

$$\text{Tinh bột} \xrightarrow[\alpha\text{-amilaza}]{H_2O} \text{Đextrin} \xrightarrow[\beta\text{ amilaza}]{H_2O} \text{Mantozơ} \xrightarrow[\text{mantaza}]{H_2O}$$

$$\longrightarrow \text{Glucozơ} \begin{cases} \xrightarrow[\text{enzim}]{[O]} CO_2 + H_2O \\ \underset{\longleftarrow}{\xrightarrow{\text{enzim}}} \text{Glicogen} \end{cases}$$

V – SỰ TẠO THÀNH TINH BỘT TRONG CÂY XANH

Tinh bột được tạo thành trong cây xanh từ khí cacbonic và nước nhờ ánh sáng mặt trời. Khí cacbonic được lá cây hấp thụ từ không khí, nước được rễ cây hút từ đất. Chất diệp lục (clorophin) hấp thụ năng lượng của ánh sáng mặt trời. Quá trình tạo thành tinh bột như vậy gọi là quá trình quang hợp. Quá trình xảy ra phức tạp qua nhiều giai đoạn, trong đó có giai đoạn tạo thành glucozơ, có thể được viết bằng phương trình hoá học đơn giản sau :



$$6nCO_2 + 5nH_2O \xrightarrow[\text{clorophin}]{\text{ánh sáng}} (C_6H_{10}O_5)_n + 6nO_2\uparrow$$

BÀI TẬP

1. Giữa tinh bột, saccarozơ, glucozơ có điểm chung là

A. chúng thuộc loại cacbohiđrat

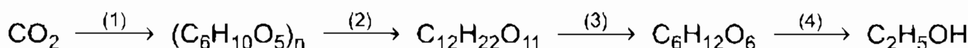
B. đều tác dụng được với $Cu(OH)_2$ cho dung dịch xanh lam

C. đều bị thuỷ phân bởi dung dịch axit

D. đều không có phản ứng tráng bạc

2. Nêu những đặc điểm về cấu trúc của amilozơ, amilopectin và sự liên quan giữa cấu trúc với tính chất hoá học của tinh bột.

3. Viết phương trình hoá học (có ghi rõ điều kiện) theo sơ đồ tạo thành và chuyển hoá tinh bột sau đây :



$$CO_2 \xrightarrow{(1)} (C_6H_{10}O_5)_n \xrightarrow{(2)} C_{12}H_{22}O_{11} \xrightarrow{(3)} C_6H_{12}O_6 \xrightarrow{(4)} C_2H_5OH$$

Giai đoạn nào có thể thực hiện được nhờ xúc tác axit ?

4. Giải thích các hiện tượng sau :

a) Khi ăn cơm, nếu nhai kĩ sẽ thấy vị ngọt.

b) Miếng cơm cháy vàng ở đáy nồi hơi ngọt hơn cơm ở phía trên.

c) Nhỏ vài giọt dung dịch I_2 vào mặt mới cắt của quả chuối xanh thấy có màu xanh lục.

5. Từ 10 kg gạo nếp (chứa 80% tinh bột), khi lên men sẽ thu được bao nhiêu lít ancol etylic nguyên chất ? Biết rằng hiệu suất của quá trình lên men đạt 80% và ancol etylic có khối lượng riêng D = 0,789 g/ml.



VÌ SAO CƠM NẾP LẠI DẺO ?

Tinh bột là hỗn hợp không tách rời nhau của amilozơ và amilopectin. Trong mỗi hạt tinh bột, amilopectin là vỏ bao bọc nhân amilozơ. Amilozơ tan được trong nước còn amilopectin hầu như không tan, trong nước nóng amilopectin trương lên tạo thành hồ. Tính chất này quyết định đến tính dẻo của hạt có tinh bột. Trong mỗi hạt tinh bột thông thường, lượng amilopectin chiếm khoảng 80%, amilozơ chiếm khoảng 20%, nên cơm gạo tẻ, ngô tẻ, bánh mì, thường có độ dẻo bình thường. Tinh bột trong gạo nếp, ngô nếp chứa lượng amilopectin rất cao, khoảng 98%, làm cho cơm nếp, xôi nếp, ngô nếp luộc,... rất dẻo, tới mức dính.

Bài 8

XENLULOZƠ

- Biết cấu trúc phân tử của xenlulozơ.
- Hiểu tính chất hoá học đặc trưng và ứng dụng của xenlulozơ.

I – TÍNH CHẤT VẬT LÍ VÀ TRẠNG THÁI TỰ NHIÊN

Xenlulozơ là chất rắn hình sợi, màu trắng, không mùi, không vị, không tan trong nước ngay cả khi đun nóng, không tan trong các dung môi hữu cơ thông thường như ete, benzen,...

Xenlulozơ là thành phần chính tạo nên lớp màng tế bào thực vật, là bộ khung của cây cối. Xenlulozơ có nhiều trong bông (95 – 98%), đay, gai, tre, nứa (50 – 80%), gỗ (40 – 50%).



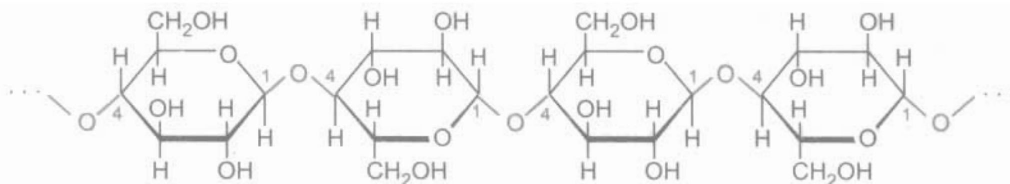


Hình 2.8. *Rừng cây và bông là những nguồn cung cấp xenlulozơ*

II – CẤU TRÚC PHÂN TỬ

Xenlulozơ, $(C_6H_{10}O_5)_n$, có phân tử khối rất lớn (khoảng 1.000.000 – 2.400.000).

Xenlulozơ là một polime hợp thành từ các mắt xích β–glucozơ nối với nhau bởi các liên kết β–1,4–glicozit, phân tử xenlulozơ không phân nhánh, không xoắn



Các mắt xích β−glucozơ trong phân tử xenlulozơ

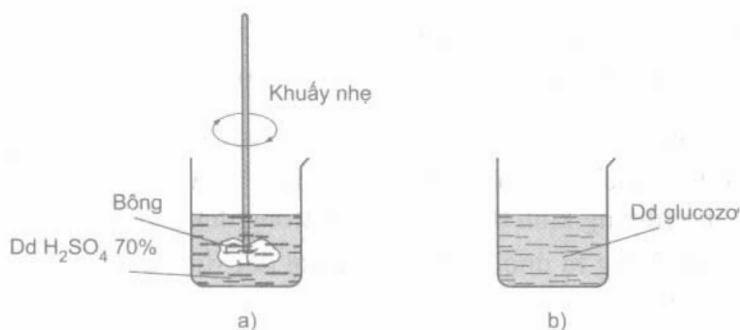
Mỗi mắt xích $C_6H_{10}O_5$ có 3 nhóm OH tự do, nên có thể viết công thức cấu tạo của xenlulozơ là $[C_6H_7O_2(OH)_3]_n$.

III – TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

Tương tự tinh bột, xenlulozơ không có tính khử ; khi thuỷ phân xenlulozơ đến cùng thì thu được glucozơ. Mỗi mắt xích $C_6H_{10}O_5$ có 3 nhóm OH tự do nên xenlulozơ có tính chất của ancol đa chức.

1. Phản ứng của polisaccarit

Thí nghiệm : Cho một nhúm bông vào cốc đựng dung dịch H_2SO_4 70%, đun nóng đồng thời khuấy đều đến khi thu được dung dịch đồng nhất (xem hình 2.9).



Hình 2.9. *a) Thuỷ phân xenlulozơ*
b) Sản phẩm sau thuỷ phân

Trung hoà dung dịch thu được bằng dung dịch NaOH 10%, sau đó đun nóng với dung dịch $AgNO_3/NH_3$.

Hiện tượng : Bạc kim loại bám vào thành cốc.

Giải thích : Xenlulozơ bị thuỷ phân trong dung dịch axit nóng tạo ra glucozơ.



$$(C_6H_{10}O_5)_n + nH_2O \xrightarrow{H_2SO_4,\,t^o} nC_6H_{12}O_6$$

Phản ứng thuỷ phân cũng xảy ra ở trong dạ dày động vật nhai lại (trâu, bò,...) nhờ enzim xenlulaza.

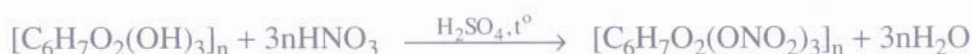
2. Phản ứng của ancol đa chức

• Xenlulozơ phản ứng với HNO_3 đặc có H_2SO_4 đặc làm xúc tác.

Thí nghiệm : Cho 4 ml axit HNO_3 vào cốc thuỷ tinh, sau đó thêm tiếp 8 ml H_2SO_4 đặc, lắc đều và làm lạnh hỗn hợp bằng nước. Thêm tiếp vào cốc một nhúm bông. Đặt cốc chứa hỗn hợp phản ứng vào nồi nước nóng (khoảng 60 – 70°C) khuấy nhẹ trong 5 phút, lọc lấy chất rắn rửa sạch bằng nước rồi ép khô bằng giấy lọc sau đó sấy khô (tránh lửa).

Hiện tượng : Sản phẩm thu được có màu vàng. Khi đốt, sản phẩm cháy nhanh, không khói, không tàn.

Giải thích : Xenlulozơ phản ứng với (HNO_3 + H_2SO_4) khi đun nóng cho xenlulozơ trinitrat :



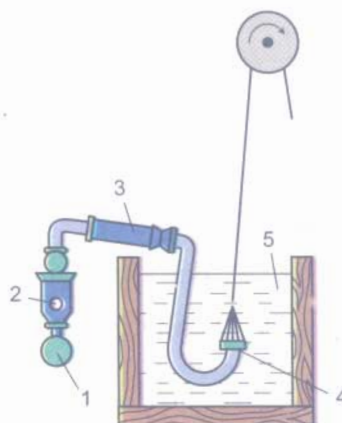
$$[C_6H_7O_2(OH)_3]_n + 3nHNO_3 \xrightarrow{H_2SO_4,\, t^o} [C_6H_7O_2(ONO_2)_3]_n + 3nH_2O$$

Xenlulozơ trinitrat là chất dễ cháy và nổ mạnh được dùng làm thuốc súng.

• Xenlulozơ tác dụng với anhiđrit axetic $(CH_3CO)_2O$ sinh ra xenlulozơ triaxetat $[C_6H_7O_2(OCOCH_3)_3]_n$, là một loại chất dẻo dễ kéo thành tơ sợi.

• Sản phẩm của phản ứng giữa xenlulozơ với CS_2 (cacbon đisunfua) và NaOH là một dung dịch rất nhớt gọi là visco. Khi bơm dung dịch nhớt này qua những lỗ rất nhỏ (đường kính 0,1 mm) ngâm trong dung dịch H_2SO_4 loãng, xenlulozơ được giải phóng ra dưới dạng những sợi dài và mảnh, óng mượt như tơ, gọi là tơ visco (hình 2.10).

• Xenlulozơ không phản ứng với $Cu(OH)_2$, nhưng tan được trong dung dịch $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$.



Hình 2.10. *Sơ đồ thiết bị sản xuất tơ visco*
1) Ống dẫn visco (cắt ngang) ;
2) Máy bơm visco ;
3) Máy lọc ; 4) Ống đúc sợi ;
5) Bể làm đặc (chứa dung dịch axit).

IV – ỨNG DỤNG

• Các vật liệu chứa nhiều xenlulozơ như tre, gỗ, nứa,... thường được dùng làm vật liệu xây dựng, đồ dùng gia đình,...

• Xenlulozơ nguyên chất và gần nguyên chất được chế thành sợi, tơ, giấy viết, giấy làm bao bì, xenlulozơ triaxetat dùng làm thuốc súng. Thuỷ phân xenlulozơ sẽ được glucozơ làm nguyên liệu để sản xuất etanol.



BÀI TẬP

1. Xenlulozơ **không** phản ứng với tác nhân nào dưới đây ?

A. HNO_3 đ / H_2SO_4 đ/t° B. H_2/Ni

C. $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$ D. (CS_2 + NaOH)

2. Chọn một phương án đúng để điền từ hoặc cụm từ vào chỗ trống của các câu sau đây :

Tương tự tinh bột, xenlulozơ không có phản ứng ...(1)..., có phản ứng ...(2)... trong dung dịch axit thành ...(3)....

	A	B	C	D
(1)	tráng bạc	thuỷ phân	khử	oxi hoá
(2)	thuỷ phân	tráng bạc	oxi hoá	este hoá
(3)	glucozơ	fructozơ	saccarozơ	mantozơ

3. a) Hãy so sánh cấu trúc phân tử của xenlulozơ với amilozơ và amilopectin.

b) Vì sao sợi bông vừa bền chắc vừa mềm mại hơn so với sợi bún khô, mì khô, miến khô.

4. a) Vì sao dùng xenlulozơ để chế biến thành sợi thiên nhiên và sợi nhân tạo mà không dùng tinh bột ?

b) Vì sao khi để rớt H_2SO_4 đậm đặc vào quần áo bằng vải sợi bông, chỗ vải đó bị đen lại và thủng ngay, còn khi bị rớt HCl vào thì vải mủn dần rồi mới bục ra.

5. Viết các phương trình hoá học điều chế xenlulozơ điaxetat và xenlulozơ triaxetat từ xenlulozơ và anhiđrit axetic $(CH_3CO)_2O$ có mặt H_2SO_4, biết rằng phản ứng còn sinh ra axit axetic.

6. Phân tử khối của xenlulozơ vào khoảng 1.000.000 – 2.400.000. Hãy tính gần đúng khoảng biến đổi số mắt xích $C_6H_{10}O_5$ và chiều dài mạch xenlulozơ (theo đơn vị mét).

Biết rằng chiều dài mỗi mắt xích $C_6H_{10}O_5$ khoảng 5 Å (1 m = 10^{10} Å).



GIẤY VIẾT

Từ khi loài người biết thông tin cho nhau bằng hình ảnh, chữ viết, người ta chỉ vẽ, viết trên đá, đất bằng phẳng, trên cây, lá rồi trên các thanh gỗ, thanh tre, buộc nối lại với nhau. Khoảng năm 105 sau Công Nguyên, giấy viết đã xuất hiện ở Trung Quốc và được các đoàn lữ hành vận chuyển đi các nơi ở Trung Đông. Thời kì này giấy được sản xuất trong các xưởng thủ công : dùng mành mành (liếp) cỡ bằng tờ giấy láng vào dung dịch bột giấy, nhấc ra, được lớp bột giấy ướt, sau đó ép rồi phơi khô là được tờ giấy. Nguyên liệu làm bột giấy tuỳ nơi có khác nhau : vỏ cây gió, tre, nứa,... Giấy xuất hiện ở Châu Âu lần đầu tiên vào năm 1150. Năm 1799, Lu-i Ro-be (Louis Robert – người Pháp) đã sáng chế ra máy làm giấy trên cơ sở cách làm thủ công từ thời Trung Cổ, đặt nền móng cho công nghiệp giấy sau này. Do cải tiến quy trình công nghệ nên công nghiệp giấy trở nên hiện đại và sản xuất ra nhiều chủng loại giấy, đáp ứng nhu cầu đa dạng của xã hội.

Bài 9

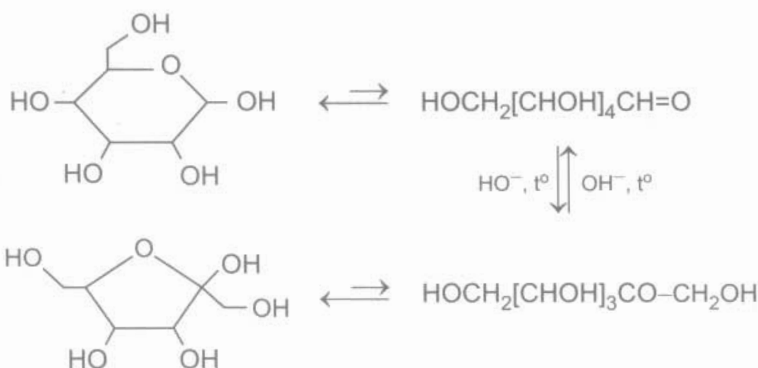
LUYỆN TẬP
CẤU TRÚC VÀ TÍNH CHẤT CỦA MỘT SỐ CACBOHIĐRAT TIÊU BIỂU

- Củng cố kiến thức về cấu trúc phân tử và các tính chất hoá học điển hình của một số cacbohiđrat tiêu biểu.

I – KIẾN THỨC CẦN NHỚ

1. Cấu trúc phân tử

a) Glucozơ và fructozơ ($C_6H_{12}O_6$)



b) Saccarozơ ($C_{12}H_{22}O_{11}$ hoặc $C_6H_{11}O_5–O–C_6H_{11}O_5$)

C_1 của gốc α–glucozơ nối với C_2 của gốc β–fructozơ qua nguyên tử O ($C_1–O–C_2$). Trong phân tử không còn nhóm OH hemiaxetal nên không mở vòng được.

c) Mantozơ ($C_{12}H_{22}O_{11}$) hai gốc α–glucozơ nối với nhau bởi liên kết α–1,4–glicozit trong phân tử còn nhóm OH hemiaxetal nên có thể mở vòng tạo thành nhóm CH=O.

d) Tinh bột $(C_6H_{10}O_5)_n$

Amilozơ : polisaccarit không phân nhánh, do các mắt xích α–glucozơ nối với nhau bởi liên kết α–1,4–glicozit.

Amilopectin : polisaccarit phân nhánh, do các mắt xích α–glucozơ nối với nhau bởi liên kết α–1,4–glicozit, phân nhánh ở chỗ có liên kết α–1,6–glicozit.

e) Xenlulozơ $(C_6H_{10}O_5)_n$: Polisaccarit không phân nhánh do các mắt xích β–glucozơ nối với nhau bởi liên kết β–1,4–glicozit.

2. Tính chất hoá học

	Glucozơ	Fructozơ	Saccarozơ	Mantozơ	Tinh bột	Xenlulozơ
+ $[Ag(NH_3)_2]OH$	Ag↓	+ (*)	–	Ag↓	–	–
+ CH_3OH/HCl	Metyl glucozit	+	–	+	–	–
+ $Cu(OH)_2$	dd màu xanh lam	dd màu xanh lam	dd màu xanh lam	dd màu xanh lam	–	–
$(CH_3CO)_2O$	+	+	+	+	+	xenlulozơ triaxetat
HNO_3/H_2SO_4	+	+	+	+	+	xenlulozơ trinitrat
H_2O/H^+	–	–	glucozơ + fructozơ	glucozơ	glucozơ	glucozơ

(*) : (+) có phản ứng, không yêu cầu viết sản phẩm ; (–) không có phản ứng.

II – BÀI TẬP

1. Đốt cháy một hợp chất hữu cơ có 6 nguyên tử C trong phân tử thu được CO_2 và H_2O theo tỉ lệ mol 1 : 1. Hợp chất đó có thể là hợp chất nào trong các hợp chất dưới đây, biết rằng số mol oxi tiêu thụ bằng số mol CO_2 thu được ?

A. Glucozơ $C_6H_{12}O_6$

B. Xiclohexanol $C_6H_{12}O$

C. Axit hexanoic $C_5H_{11}COOH$

D. Hexanal $C_6H_{12}O$

2. Ghi Đ (đúng) hoặc S (sai) vào ô vuông ở cuối mỗi nội dung sau :

A. Có thể phân biệt glucozơ và fructozơ bằng vị giác ☐

B. Dung dịch mantozơ có tính khử vì đã bị thuỷ phân thành glucozơ ☐

C. Tinh bột và xenlulozơ không thể hiện tính khử vì trong phân tử hầu như không có nhóm OH hemiaxetal tự do. ☐

D. Tinh bột có phản ứng màu với iot vì có cấu trúc vòng xoắn ☐

3. Hãy viết công thức phân tử và công thức cấu tạo thu gọn (ở dạng mạch hở và dạng mạch vòng) của glucozơ, fructozơ, saccarozơ, mantozơ, tinh bột và xenlulozơ (nếu có).

4. Phần lớn glucozơ do cây xanh tổng hợp ra trong quá trình quang hợp là để tạo ra xenlulozơ. Biết rằng một cây bạch đàn 5 tuổi có khối lượng gỗ trung bình là 100 kg chứa 50% xenlulozơ.

a) Tính xem 1 ha rừng bạch đàn 5 tuổi mật độ 1 cây/20m^2 đã hấp thụ được bao nhiêu m^3 CO_2 và giải phóng ra bao nhiêu m^3 O_2 để tạo ra xenlulozơ.

b) Nếu dùng toàn bộ gỗ từ 1 ha bạch đàn nói trên để sản xuất giấy (giả sử chứa 95% xenlulozơ và 5% phụ gia) thì sẽ thu được bao nhiêu tấn giấy. Biết rằng hiệu suất chung của quá trình là 80% tính theo lượng xenlulozơ ban đầu.

5. Tính khối lượng ancol etylic thu được từ :

a) Một tấn ngô chứa 65% tinh bột, hiệu suất cả quá trình đạt 80%.

b) Một tấn mùn cưa chứa 50% xenlulozơ, hiệu suất cả quá trình đạt 70%.

Bài 10

BÀI THỰC HÀNH 1
ĐIỀU CHẾ ESTE VÀ TÍNH CHẤT CỦA MỘT SỐ CACBOHIĐRAT

- Làm được một số thí nghiệm đơn giản về điều chế este và tính chất của cacbohiđrat.
- Tiếp tục củng cố một số kĩ năng thí nghiệm và liên hệ với lí thuyết.

NỘI DUNG VÀ CÁCH TIẾN HÀNH THÍ NGHIỆM

1. Thí nghiệm 1 : **Điều chế etyl axetat**

Cho vào ống nghiệm khô (dài 14 – 18 cm) 1 ml ancol etylic, 1 ml axit axetic nguyên chất và 1 giọt axit sunfuric đặc. Lắc đều, đồng thời đun cách thuỷ 5 – 6 phút trong nồi nước nóng 65 – 70°C (hoặc đun nhẹ trên ngọn lửa đèn cồn, không được đun sôi). Làm lạnh rồi rót thêm vào ống nghiệm 2 ml dung dịch NaCl bão hoà. Quan sát hiện tượng, giải thích và viết phương trình hoá học.

2. Thí nghiệm 2 : **Phản ứng của glucozơ với $Cu(OH)_2$**

Cho vào ống nghiệm 2 – 3 giọt dung dịch $CuSO_4$ 5% và 1 ml dung dịch NaOH 10%. Lắc nhẹ, gạn bỏ phần dung dịch, giữ lại kết tủa $Cu(OH)_2$. Cho thêm vào ống nghiệm đó 2 ml dung dịch glucozơ 1%. Lắc nhẹ, nhận xét hiện tượng xảy ra, giải thích. Sau đó đun nóng hỗn hợp, để nguội. Nhận xét hiện tượng. Giải thích.

3. Thí nghiệm 3 : **Tính chất của saccarozơ**

a) Rót 1,5 ml dung dịch saccarozơ 1% vào ống nghiệm chứa $Cu(OH)_2$ (điều chế như ở thí nghiệm 2), lắc nhẹ, quan sát hiện tượng xảy ra. Đun nóng dung dịch thu được. Quan sát hiện tượng và rút ra kết luận.

b) Rót 1,5 ml dung dịch saccarozơ 1% vào ống nghiệm và rót tiếp vào đó 0,5 ml dung dịch H_2SO_4. Đun nóng dung dịch trong 2 – 3 phút. Để nguội, cho từ từ $NaHCO_3$ (tinh thể) vào và khuấy đều bằng đũa thuỷ tinh cho đến khi ngừng thoát ra khí CO_2. Rót dung dịch vào ống nghiệm đựng $Cu(OH)_2$, lắc đều cho $Cu(OH)_2$ tan ra. Đun nóng. Nhận xét và giải thích các hiện tượng xảy ra.

4. Thí nghiệm 4 : **Phản ứng của hồ tinh bột với iot**

Cho vào ống nghiệm 2 ml dung dịch hồ tinh bột 2% rồi thêm vài giọt dung dịch iot 0,05%, lắc nhẹ. Đun nóng dung dịch có màu ở trên rồi lại để nguội. Quan sát hiện tượng. Giải thích.

Chương 3 AMIN AMINO AXIT PROTEIN

- *Cấu tạo và tính chất của amin.*
- *Cấu tạo, tính chất và vai trò của amino axit trong cuộc sống.*
- *Cấu trúc, tính chất và sự chuyển hoá protein trong cơ thể.*
- *Khái niệm về axit nucleic và enzim.*



Cá là nguồn thực phẩm giàu protein

Bài 11

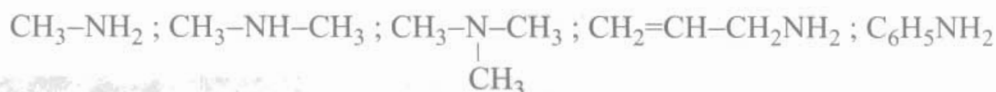
AMIN

- Biết các loại amin, danh pháp của amin.
- Hiểu cấu tạo phân tử, tính chất, ứng dụng và điều chế amin.

I – KHÁI NIỆM, PHÂN LOẠI, DANH PHÁP VÀ ĐỒNG PHÂN

1. Khái niệm

Khi thay thế một hay nhiều nguyên tử hiđro trong phân tử NH_3 bằng một hay nhiều gốc hiđrocacbon ta được amin. *Thí dụ :*



$CH_3–NH_2$; $CH_3–NH–CH_3$; $CH_3–N(CH_3)–CH_3$; $CH_2=CH–CH_2NH_2$; $C_6H_5NH_2$

Như vậy, trong phân tử amin, nguyên tử nitơ có thể liên kết với 1 hoặc 2 hoặc 3 gốc hiđrocacbon.

2. Phân loại

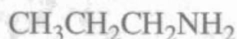
Amin được phân loại theo hai cách thông dụng nhất :

a) ***Theo đặc điểm cấu tạo của gốc hiđrocacbon***

Amin thơm (*thí dụ :* anilin $C_6H_5NH_2$), amin không thơm (*thí dụ :* etylamin $C_2H_5NH_2$), amin dị vòng (*thí dụ :* pirolidin [NH]).

b) ***Theo bậc của amin***

Bậc của amin được tính bằng số nguyên tử hiđro trong phân tử amoniac bị thay thế bởi gốc hiđrocacbon. Theo đó, các amin được phân loại thành : amin bậc một, bậc hai, bậc ba. *Thí dụ :*



$CH_3CH_2CH_2NH_2$

amin bậc một



$CH_3CH_2NHCH_3$

amin bậc hai



$(CH_3)_3N$

amin bậc ba

3. Danh pháp

Tên của các amin được gọi theo danh pháp gốc – chức và danh pháp thay thế. Ngoài ra, một số amin được gọi theo tên thường (tên riêng) như ở bảng 3.1. Nhóm NH_2 khi đóng vai trò nhóm thế thì gọi là nhóm amino, khi đóng vai trò nhóm chức thì gọi là nhóm amin.

Bảng 3.1. *Tên gọi của một số amin*

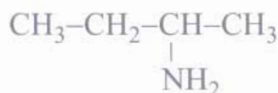
Hợp chất	Tên gốc – chức	Tên thay thế	Tên thường
CH_3NH_2	Metylamin	Metanamin	
$C_2H_5NH_2$	Etylamin	Etanamin	
$CH_3CH_2CH_2NH_2$	Propylamin	Propan–1–amin	
$CH_3CH(NH_2)CH_3$	Isopropylamin	Propan–2–amin	
$H_2N[CH_2]_6NH_2$	Hexametylenđiamin	Hexan–1,6–điamin	
$C_6H_5NH_2$	Phenylamin	Benzenamin	Anilin
$C_6H_5NHCH_3$	Metylphenylamin	N–Metylbenzenamin	N–Metylanilin
$C_2H_5NHCH_3$	Etylmetylamin	N–Metyletanamin	

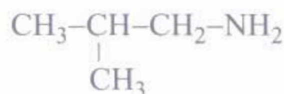
4. Đồng phân

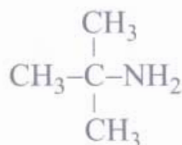
Khi viết công thức các đồng phân cấu tạo của amin, cần viết đồng phân mạch C và đồng phân vị trí nhóm chức cho từng loại : amin bậc I, amin bậc II, amin bậc III.

Thí dụ, với $C_4H_{11}N$, ta viết được các amin đồng phân sau :



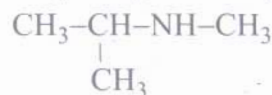


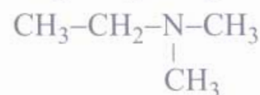












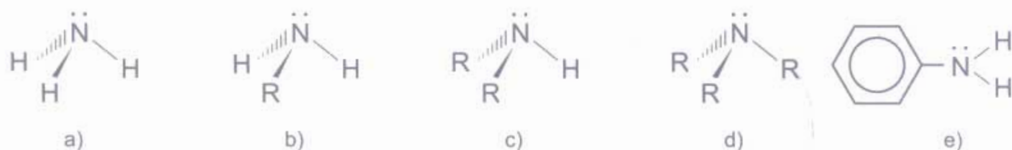
II – TÍNH CHẤT VẬT LÍ

Metyl–, đimetyl–, trimetyl– và etylamin là những chất khí, mùi khai khó chịu, độc, dễ tan trong nước. Các amin đồng đẳng cao hơn là những chất lỏng hoặc rắn, độ tan trong nước giảm dần theo chiều tăng của phân tử khối.

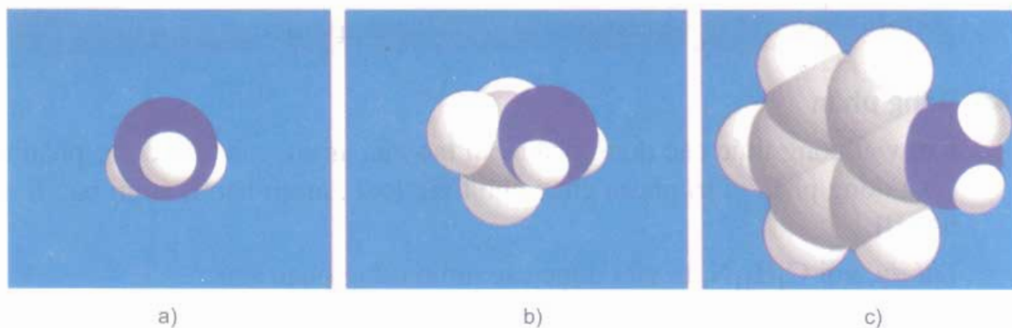
Anilin là chất lỏng, sôi ở 184°C, không màu, rất độc, ít tan trong nước, tan trong etanol, benzen. Để lâu trong không khí, anilin chuyển sang màu nâu đen vì bị oxi hoá bởi oxi không khí.

III – CẤU TẠO PHÂN TỬ VÀ TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

Sự tương đồng về cấu tạo giữa amoniac, amin các bậc và anilin được thấy ở hình 3.1. Mô hình của một vài phân tử được trình bày ở hình 3.2.



Hình 3.1. *Cấu trúc phân tử*
a) amoniac ; b, c, d) amin bậc I, II, III ; e) anilin.



Hình 3.2. *Mô hình đặc : a) amoniac, b) metylamin, c) anilin*

Do phân tử amin có nguyên tử nitơ còn đôi electron chưa liên kết (tương tự như trong phân tử amoniac) nên amin thể hiện tính chất bazơ. Ngoài ra, nguyên tử nitơ trong phân tử amin có số oxi hoá –3 như trong amoniac nên amin thường dễ bị oxi hoá. Các amin thơm, *thí dụ* như anilin, còn dễ dàng tham gia phản ứng thế vào nhân thơm do ảnh hưởng của đôi electron chưa liên kết ở nguyên tử nitơ.

1. Tính chất của chức amin

a) *Tính bazơ*

Thực nghiệm 1: Nhúng mẩu giấy quỳ tím vào ống nghiệm đựng dung dịch propylamin.

Hiện tượng : Mẩu giấy quỳ chuyển sang màu xanh.

Giải thích : Propylamin và nhiều amin khác khi tan trong nước tác dụng với nước cho ion OH^-:

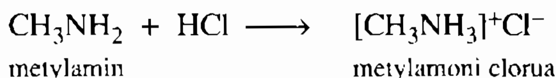


$$CH_3CH_2CH_2NH_2 + H_2O \rightleftharpoons [CH_3CH_2CH_2NH_3]^+ + OH^-$$

Thực nghiệm 2 : Đưa đũa thuỷ tinh vừa nhúng vào dung dịch HCl đậm đặc lên miệng lọ đựng dung dịch CH_3NH_2 đậm đặc.

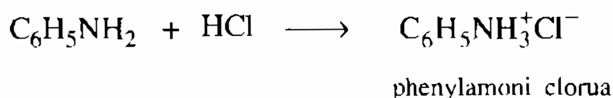
Hiện tượng : Xung quanh đũa thuỷ tinh bay lên một làn khói trắng.

Giải thích : Khí metylamin bay lên gặp hơi axit HCl đã xảy ra phản ứng tạo ra muối :



$$\underset{\text{metylamin}}{CH_3NH_2} + HCl \longrightarrow \underset{\text{metylamoni clorua}}{[CH_3NH_3]^+Cl^-}$$

Thực nghiệm 3 : Nhỏ mấy giọt anilin vào nước, lắc kĩ. Anilin hầu như không tan, nó tạo vẩn đục rồi lắng xuống đáy. Nhúng mẩu giấy quỳ tím vào dung dịch anilin. Màu quỳ tím không đổi. Nhỏ dung dịch HCl đặc vào ống nghiệm, anilin tan dần do đã xảy ra phản ứng

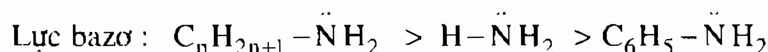


$$C_6H_5NH_2 + HCl \longrightarrow \underset{\text{phenylamoni clorua}}{C_6H_5NH_3^+Cl^-}$$

Nhận xét : Dung dịch metylamin và nhiều đồng đẳng của nó có khả năng làm xanh giấy quỳ tím hoặc làm hồng phenolphtalein do kết hợp với proton mạnh hơn amoniac.

Anilin và các amin thơm rất ít tan trong nước. Dung dịch của chúng không làm đổi màu quỳ tím và phenolphtalein.

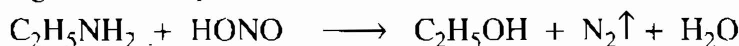
Như vậy, *nhóm ankyl có ảnh hưởng làm tăng mật độ electron ở nguyên tử nitơ do đó làm tăng lực bazơ ; nhóm phenyl (C_6H_5) làm giảm mật độ electron ở nguyên tử nitơ do đó làm giảm lực bazơ.*



Lực bazơ : $C_nH_{2n+1}-\ddot{N}H_2 > H-\ddot{N}H_2 > C_6H_5-\ddot{N}H_2$

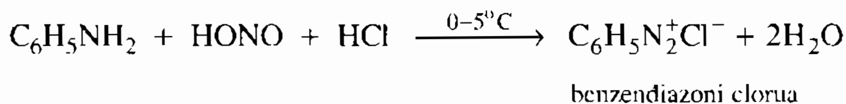
b) Phản ứng với axit nitrơ

Amin bậc một tác dụng với axit nitrơ ở nhiệt độ thường cho ancol hoặc phenol và giải phóng nitơ. *Thí dụ :*



$$C_2H_5NH_2 + HONO \longrightarrow C_2H_5OH + N_2\uparrow + H_2O$$

Anilin và các amin thơm bậc một tác dụng với axit nitrơ ở nhiệt độ thấp ($0 - 5^oC$) cho muối điazoni :



$$C_6H_5NH_2 + HONO + HCl \xrightarrow{0-5^oC} \underset{\text{benzenđiazoni clorua}}{C_6H_5N_2^+Cl^-} + 2H_2O$$

Muối điazoni có vai trò quan trọng trong tổng hợp hữu cơ, đặc biệt là tổng hợp phẩm nhuộm azo.

c) *Phản ứng ankyl hoá*

Khi cho amin bậc một hoặc bậc hai tác dụng với ankyl halogenua, nguyên tử H của nhóm amin có thể bị thay thế bởi gốc ankyl. *Thí dụ :*



$$C_2H_5NH_2 + CH_3I \longrightarrow C_2H_5NHCH_3 + HI$$

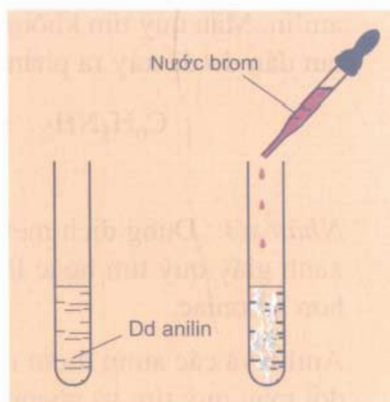
Phản ứng này được gọi là phản ứng ankyl hoá amin.

2. Phản ứng thế ở nhân thơm của anilin

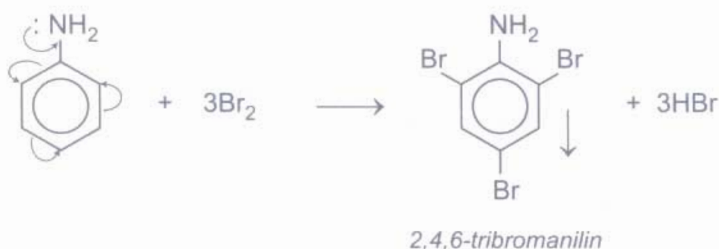
Thí nghiệm : Nhỏ vài giọt nước brom vào ống nghiệm đựng sẵn 1 ml dung dịch anilin.

Hiện tượng : Xuất hiện kết tủa trắng (hình 3.3).

Giải thích : Do ảnh hưởng của nhóm NH_2, (tương tự nhóm OH ở phenol), ba nguyên tử H ở các vị trí *ortho* và *para* so với nhóm NH_2 trong nhân thơm của anilin đã bị thay thế bởi ba nguyên tử brom :



Hình 3.3. *Thí nghiệm anilin tác dụng với brom*



Phản ứng này dùng để nhận biết anilin.

IV – ỨNG DỤNG VÀ ĐIỀU CHẾ

1. Ứng dụng

Các ankylamin được dùng trong tổng hợp hữu cơ, đặc biệt là các điamin được dùng để tổng hợp polime.

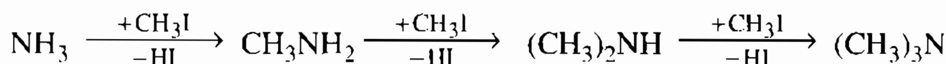
Anilin là nguyên liệu quan trọng trong công nghiệp phẩm nhuộm (phẩm azo, đen anilin,...), polime (nhựa anilin–fomanđehit,...), dược phẩm (streptoxit, sunfaguaniđin,...).

2. Điều chế

Amin có thể được điều chế bằng nhiều cách. *Thí dụ :*

a) Thay thế nguyên tử H của phân tử amoniac

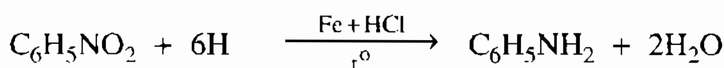
Các ankylamin được điều chế từ amoniac và ankyl halogenua. *Thí dụ :*



$$NH_3 \xrightarrow[-HI]{+CH_3I} CH_3NH_2 \xrightarrow[-HI]{+CH_3I} (CH_3)_2NH \xrightarrow[-HI]{+CH_3I} (CH_3)_3N$$

b) Khử hợp chất nitro

Anilin và các amin thơm thường được điều chế bằng cách khử nitrobenzen (hoặc dẫn xuất nitro tương ứng) bởi hiđro mới sinh nhờ tác dụng của kim loại (như Fe, Zn) với axit HCl. *Thí dụ :*



$$C_6H_5NO_2 + 6H \xrightarrow[t^o]{Fe+HCl} C_6H_5NH_2 + 2H_2O$$

Ngoài ra, các amin còn có thể được điều chế bằng nhiều cách khác.

BÀI TẬP

1. Sự sắp xếp nào theo trật tự tăng dần lực bazơ của các hợp chất sau đây đúng ?

   A. $C_2H_5NH_2 < (C_2H_5)_2NH < NH_3 < C_6H_5NH_2$

   B. $(C_2H_5)_2NH < NH_3 < C_6H_5NH_2 < C_2H_5NH_2$

   C. $C_6H_5NH_2 < NH_3 < C_2H_5NH_2 < (C_2H_5)_2NH$

   D. $NH_3 < C_2H_5NH_2 < (C_2H_5)_2NH < C_6H_5NH_2$

2. Đốt cháy hoàn toàn 5,9 gam một hợp chất hữu cơ đơn chức X thu được 6,72 lít CO_2, 1,12 lít N_2 (các thể tích khí ở đktc) và 8,1 gam H_2O. Công thức của X là

   A. C_3H_6O B. $C_3H_5NO_3$ C. C_3H_9N D. $C_3H_7NO_2$

3. Khái niệm "bậc" của amin khác với khái niệm "bậc" của ancol và dẫn xuất halogen như thế nào ? Viết công thức cấu tạo và gọi tên các đồng phân, chỉ rõ bậc của các amin có cùng công thức phân tử sau :

   a) C_3H_9N.

   b) $C_5H_{13}N$.

   c) C_7H_9N (amin thơm).

4. a) Vì sao amin dễ tan trong nước hơn so với dẫn xuất halogen có cùng số nguyên tử C trong phân tử ?

b) Vì sao benzylamin ($C_6H_5CH_2NH_2$) tan vô hạn trong nước và làm xanh quỳ tím còn anilin thì tan kém (3,4 gam trong 100 gam nước) và không làm đổi màu quỳ tím ?

5. Trình bày cách để tách riêng mỗi chất khỏi hỗn hợp sau đây :

a) Hỗn hợp khí : CH_4 và CH_3NH_2.

b) Hỗn hợp lỏng : C_6H_6, C_6H_5OH và $C_6H_5NH_2$.

6. Trình bày phương pháp hoá học phân biệt các dung dịch của các chất trong từng dãy sau :

a) $C_2H_5NH_2$, $C_6H_5NH_2$, $CH_2OH[CHOH]_4CHO$, $CH_2OHCHOHCH_2OH$

b) CH_3NH_2, C_6H_5OH, CH_3COOH, CH_3CHO

7. Hãy tìm phương pháp hoá học để giải quyết hai vấn đề sau :

a) Rửa lọ đựng anilin.

b) Khử mùi tanh của cá trước khi nấu. Biết rằng mùi tanh của cá (đặc biệt cá mè) là của hỗn hợp các amin (nhiều nhất là trimetylamin) và một số chất khác.

8. Khi chưng cất nhựa than đá, người ta thu được một phân đoạn chứa phenol và anilin hoà tan trong ankylbenzen (dung dịch A). Sục khí hiđro clorua vào 100 ml dung dịch A thì thu được 1,295 gam kết tủa. Nhỏ từ từ nước brom vào 100 ml dung dịch A và lắc kĩ cho đến khi ngừng tạo kết tủa trắng thì hết 300 gam nước brom 3,2%. Tính nồng độ mol của anilin và phenol trong dung dịch A.



CHẤT MÀU AZO

Từ anilin (phenylamin) và các arylamin khác, người ta tổng hợp được một loạt (hàng trăm nghìn) chất màu azo làm phẩm nhuộm khác nhau có công thức chung là : Ar –N = N –Ar.

Tuỳ theo cấu trúc của các gốc aryl (phenyl, naphtyl,...) nối với nhóm azo –N=N – mà có được các chất màu azo có màu sắc đỏ, xanh, tím hay vàng khác nhau,... đẹp, bền. Để tổng hợp chất màu azo, người ta cho một arylamin phản ứng với HNO_2/HCl ở 0 – 5°C thành arenđiazoni halogenua, rồi phản ứng tiếp với một aren hoạt động (aren có nhóm thế loại một). Ngoài hợp chất màu monoazo (có một nhóm azo) còn có thể tổng hợp các chất màu điazo (có hai nhóm azo), triazo (có ba nhóm azo),...

Bài 12

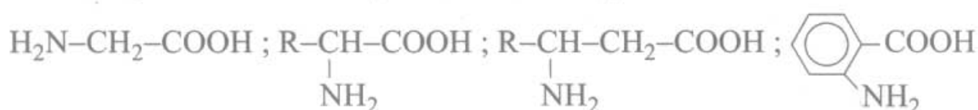
AMINO AXIT

- Hiểu được cấu tạo phân tử và tính chất hoá học cơ bản của amino axit.
- Biết ứng dụng và vai trò của amino axit.

I – ĐỊNH NGHĨA, CẤU TẠO VÀ DANH PHÁP

1. Định nghĩa

Amino axit là loại hợp chất hữu cơ tạp chức mà phân tử chứa đồng thời nhóm amino (NH_2) và nhóm cacboxyl (COOH). *Thí dụ :*



2. Cấu tạo phân tử

Vì nhóm COOH có tính axit, nhóm NH_2 có tính bazơ nên ở trạng thái kết tinh amino axit tồn tại ở dạng ion lưỡng cực. Trong dung dịch, dạng ion lưỡng cực chuyển một phần nhỏ thành dạng phân tử :



3. Danh pháp

Có thể coi amino axit là axit cacboxylic có nhóm thế amino ở gốc hiđrocacbon. Do đó, tên gọi của các amino axit xuất phát từ tên của axit cacboxylic tương ứng (tên thay thế, tên thông thường), có thêm tiếp đầu ngữ amino và chữ số (2, 3,...) hoặc chữ cái Hi Lạp (α, β,...) chỉ vị trí của nhóm NH_2 trong mạch. Ngoài ra, các α–amino axit có trong thiên nhiên gọi là amino axit thiên nhiên đều có tên riêng (bảng 3.2) và hầu hết có công thức chung là $\underset{\substack{| \\ ^{+}NH_3}}{R\text{–}CH\text{–}COO^-}$

nhưng vẫn gọi tên theo dạng $\underset{\substack{| \\ NH_2}}{R\text{–}CH\text{–}COOH}$ (R là phần còn lại của phân tử).

Bảng 3.2. *Tên gọi của một số α–amino axit*

Công thức	Tên thay thế	Tên bán hệ thống	Tên thường	Kí hiệu
$CH_2(NH_2)–COOH$	Axit aminoetanoic	Axit aminoaxetic	Glyxin	Gly
$CH_3–CH(NH_2)–COOH$	Axit 2–aminopropanoic	Axit α–aminopropionic	Alanin	Ala
$CH_3–CH(CH_3)–CH(NH_2)–COOH$	Axit 2–amino–3––metylbutanoic	Axit α–aminoisovaleric	Valin	Val
$HO–C_6H_4–CH_2–CH(NH_2)–COOH$	Axit 2–amino–3(4––hiđroxiphenyl)propanoic	Axit α–amino–β––(*p*–hiđroxiphenyl) propionic	Tyrosin	Tyr
$HOOC–[CH_2]_2–CH(NH_2)–COOH$	Axit 2–aminopentanđioic	Axit α–aminoglutaric	Axit glutamic	Glu
$H_2N–[CH_2]_4–CH(NH_2)–COOH$	Axit 2,6–điamino hexanoic	Axit α,ε–điaminocaproic	Lysin	Lys

II – TÍNH CHẤT VẬT LÍ

Các amino axit là những chất rắn ở dạng tinh thể không màu, vị hơi ngọt, có nhiệt độ nóng chảy cao (khoảng từ 220 đến 300°C, đồng thời bị phân huỷ) và dễ tan trong nước vì chúng tồn tại ở dạng ion lưỡng cực (muối nội phân tử). *Thí dụ :* Glyxin nóng chảy ở khoảng 232 –236°C, có độ tan 25,5 g/100 g nước ở 25°C.

III – TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

1. Tính chất axit–bazơ của dung dịch amino axit

Thí nghiệm : Nhúng quỳ tím vào các dung dịch glyxin (ống nghiệm 1), vào dung dịch axit glutamic (ống nghiệm 2) và vào dung dịch lysin (ống nghiệm 3).

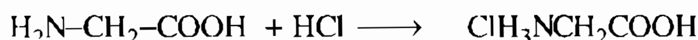
Hiện tượng : Trong ống nghiệm (1) màu quỳ tím không đổi. Trong ống nghiệm (2) quỳ tím chuyển thành màu hồng. Trong ống nghiệm (3) quỳ tím chuyển thành màu xanh.

Giải thích : Phân tử glyxin có một nhóm COOH và một nhóm NH_2 nên dung dịch gần như trung tính.

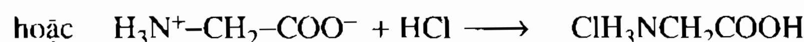
Phân tử axit glutamic có hai nhóm COOH và một nhóm NH_2 nên dung dịch có môi trường axit.

Phân tử lysin có hai nhóm NH_2 và một nhóm COOH nên dung dịch có môi trường bazơ.

Amino axit phản ứng với axit vô cơ mạnh cho muối, *thí dụ :*



$$H_2N–CH_2–COOH + HCl \longrightarrow ClH_3NCH_2COOH$$



hoặc $$H_3N^+–CH_2–COO^- + HCl \longrightarrow ClH_3NCH_2COOH$$

Amino axit phản ứng với bazơ mạnh cho muối và nước, *thí dụ :*



$$H_2N–CH_2–COOH + NaOH \longrightarrow H_2N–CH_2–COONa + H_2O$$



hoặc $$H_3N^+–CH_2–COO^- + NaOH \longrightarrow H_2N–CH_2–COONa + H_2O$$

Như vậy, amino axit có tính chất lưỡng tính.

2. Phản ứng este hoá nhóm COOH

Tương tự axit cacboxylic, amino axit phản ứng được với ancol (có axit vô cơ mạnh xúc tác) cho este. *Thí dụ :*



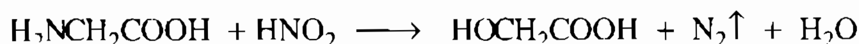
$$H_2NCH_2COOH + C_2H_5OH \underset{}{\overset{\text{khí HCl}}{\rightleftharpoons}} H_2NCH_2COOC_2H_5^{(*)} + H_2O$$

3. Phản ứng của nhóm NH_2 với HNO_2

Thí nghiệm : Cho vào ống nghiệm 2 ml dung dịch glyxin 10%, 2 ml dung dịch $NaNO_2$ 10% và 5–10 giọt axit axetic. Lắc nhẹ ống nghiệm và quan sát.

Hiện tượng : Có bọt khí bay lên.

Giải thích : HNO_2 (tạo thành từ $NaNO_2 + CH_3COOH$) phản ứng với nhóm NH_2 của glyxin (tương tự amin) cho axit hiđroxiaxetic và giải phóng N_2 :



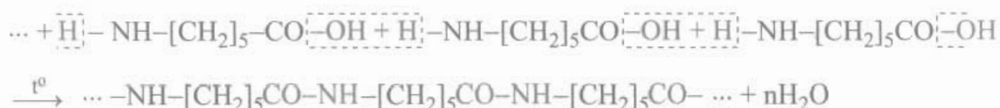
$$H_2NCH_2COOH + HNO_2 \longrightarrow HOCH_2COOH + N_2\uparrow + H_2O$$

(*) Thực ra, este được tạo thành ở dạng muối $\overset{-}{Cl}H_3\overset{+}{N}CH_2COOC_2H_5$.

4. Phản ứng trùng ngưng

Khi đun nóng axit 6–aminohexanoic (còn gọi là axit ε–aminocaproic) hoặc axit 7–aminoheptanoic (axit ω–aminoenantoic) với xúc tác thì xảy ra phản ứng trùng ngưng tạo thành polime thuộc loại poliamit.

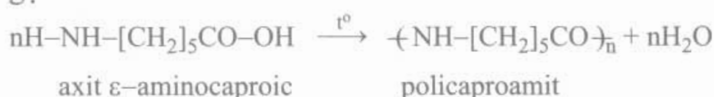
Trong phản ứng trùng ngưng amino axit, OH của nhóm COOH ở phân tử amino axit này kết hợp với H của nhóm NH_2 ở phân tử amino axit kia tạo thành H_2O và sinh ra polime do các gốc amino axit kết hợp với nhau, *thí dụ :*



$$\cdots + H - NH-[CH_2]_5-CO-OH + H-NH-[CH_2]_5CO-OH + H-NH-[CH_2]_5CO-OH$$

$$\xrightarrow{t^o} \cdots -NH-[CH_2]_5CO-NH-[CH_2]_5CO-NH-[CH_2]_5CO- \cdots + nH_2O$$

Hay viết gọn là :



$$nH-NH-[CH_2]_5CO-OH \xrightarrow{t^o} (-NH-[CH_2]_5CO-)_n + nH_2O$$

axit ε–aminocaproic — policaproamit

IV – ỨNG DỤNG

– Amino axit thiên nhiên (hầu hết là α–amino axit) là cơ sở để kiến tạo nên các loại protein của cơ thể sống.

– Một số amino axit được dùng phổ biến trong đời sống như muối mononatri của axit glutamic dùng làm gia vị thức ăn (gọi là mì chính hay bột ngọt) ; axit glutamic là thuốc hỗ trợ thần kinh, methionin là thuốc bổ gan.

– Axit 6–aminohexanoic và axit 7–aminoheptanoic là nguyên liệu để sản xuất tơ nilon–6, và nilon–7.

BÀI TẬP

1. Phát biểu nào sau đây đúng ?

A. Phân tử các amino axit chỉ có một nhóm NH_2 và một nhóm COOH

B. Dung dịch của các amino axit đều không làm đổi màu quỳ tím

C. Dung dịch các amino axit đều làm đổi màu quỳ tím

D. Các amino axit đều là chất rắn ở nhiệt độ thường.

2. pH của dung dịch cùng nồng độ mol của ba chất NH_2CH_2COOH, CH_3CH_2COOH và $CH_3[CH_2]_3NH_2$ tăng theo trật tự nào sau đây ?


A. $CH_3[CH_2]_3NH_2$ < NH_2CH_2COOH < CH_3CH_2COOH


B. CH_3CH_2COOH < NH_2CH_2COOH < $CH_3[CH_2]_3NH_2$


C. NH_2CH_2COOH < CH_3CH_2COOH < $CH_3[CH_2]_3NH_2$


D. CH_3CH_2COOH < $CH_3[CH_2]_3NH_2$ < NH_2CH_2COOH

3. Amino axit là gì ? Viết công thức cấu tạo và gọi tên các amino axit có công thức phân tử là $C_4H_9NO_2$.

4. Viết các phương trình hoá học của phản ứng giữa axit 2–aminopropanoic lần lượt với các chất sau : NaOH, H_2SO_4, CH_3OH có mặt khí HCl bão hoà, HNO_2.

5. Viết phương trình hoá học biểu diễn phản ứng trùng ngưng các amino axit sau :

a) Axit 7–aminoheptanoic ;

b) Axit 2–aminopropanoic.

6. Viết công thức cấu tạo và cho biết đặc điểm chung về cấu tạo của các amino axit sau đây :

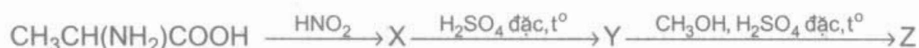
a) Axit 2–amino–3–phenylpropanoic (phenylalanin) ;

b) Axit 2–amino–3–metylbutanoic (valin) ;

c) Axit 2–amino–4–metylpentanoic (leuxin) ;

d) Axit 2–amino–3–metylpentanoic (isoleuxin).

7. Cho sơ đồ chuyển hoá sau :


$$CH_3CH(NH_2)COOH \xrightarrow{HNO_2} X \xrightarrow{H_2SO_4\ \text{đặc}, t^o} Y \xrightarrow{CH_3OH,\ H_2SO_4\ \text{đặc}, t^o} Z$$

Hãy viết công thức cấu tạo của X, Y, Z và viết phương trình hoá học của các phản ứng xảy ra.

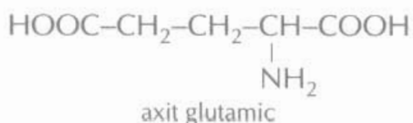
8. Cho 0,1 mol hợp chất A tác dụng vừa đủ với 80 ml dung dịch HCl 1,25M, sau đó cô cạn dung dịch thì được 18,75g muối. Mặt khác, nếu cho 0,1 mol A tác dụng với lượng dung dịch NaOH vừa đủ, rồi đem cô cạn thì được 17,3g muối.

Xác định công thức phân tử và công thức cấu tạo của A, biết rằng A là một α–amino axit, không làm mất màu dung dịch $KMnO_4$.

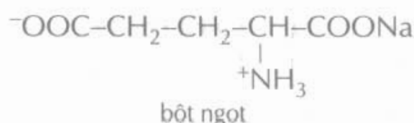


BỘT NGỌT VÀ AXIT GLUTAMIC

Bột ngọt (còn gọi là mì chính) là muối mononatri của axit glutamic hay mononatri glutamat :



axit glutamic



bột ngọt

Axit glutamic (còn gọi là axit α–aminoglutaric) là hợp chất phổ biến nhất trong các protein của các loại hạt ngũ cốc, như prolamin của hạt đậu chứa 43–46% axit này. Axit glutamic đóng vai trò rất quan trọng trong việc trao đổi chất của cơ thể động vật, nhất là ở các cơ quan não bộ, gan và cơ, nâng cao khả năng hoạt động của cơ thể. Axit glutamic tham gia phản ứng thải amoniac, một chất độc với hệ thần kinh (amoniac là chất thải trong quá trình trao đổi chất). Axit glutamic phản ứng với amoniac cho amino axit mới là glutamin. Trong y học, axit glutamic được dùng làm thuốc chữa bệnh về yếu cơ và chống choáng.

Để sản xuất axit glutamic và mononatri glutamat có thể đi theo 3 con đường : Tổng hợp, lên men và tách từ prolamin trong đậu xanh. Khác với các loại protein khác, prolamin tan trong cồn 70–80°. Người ta chiết lấy prolamin từ bột hạt đậu xanh bằng cồn 70–80°, cho bay hơi cồn rồi thuỷ phân prolamin bằng dung dịch kiềm loãng thu được mononatri glutamat (bột ngọt). Bột ngọt được dùng làm gia vị nhưng vì làm tăng ion Na^+ trong cơ thể làm hại các nơron thần kinh, do đó đã được khuyến cáo không nên lạm dụng nhiều gia vị này. Cho natri glutamat tác dụng với axit clohiđric loãng thu được axit glutamic.

Bài 13

PEPTIT VÀ PROTEIN

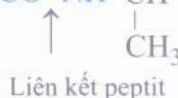
- Biết khái niệm về peptit, protein, axit nucleic, enzim.
- Biết cấu tạo phân tử và tính chất cơ bản của peptit, protein.

A – PEPTIT

I – KHÁI NIỆM VÀ PHÂN LOẠI

1. Khái niệm

Liên kết của nhóm CO với nhóm NH giữa hai đơn vị α–amino axit được gọi là liên kết peptit. *Thí dụ*, đipeptit glyxylalanin : $H_2N–CH_2–CO–NH–CH(CH_3)–COOH$



Khi thuỷ phân đến cùng các peptit thì thu được hỗn hợp có từ 2 đến 50 phân tử α–amino axit.

Vậy peptit là những hợp chất chứa từ 2 đến 50 gốc α–amino axit liên kết với nhau bằng các liên kết peptit.

Peptit có vai trò quan trọng trong sự sống : một số peptit là homon điều hoà nội tiết, một số peptit là kháng sinh của vi sinh vật, polipeptit là cơ sở tạo nên protein.

2. Phân loại

Các peptit được phân thành hai loại :

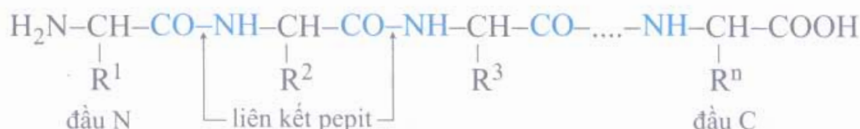
a) Oligopeptit gồm các peptit có từ 2 đến 10 gốc α–amino axit và được gọi tương ứng là đipeptit, tripeptit,... đecapeptit.

b) Polipeptit gồm các peptit có từ 11 đến 50 gốc α–amino axit. Polipeptit là cơ sở tạo nên protein.

II – CẤU TẠO, ĐỒNG PHÂN VÀ DANH PHÁP

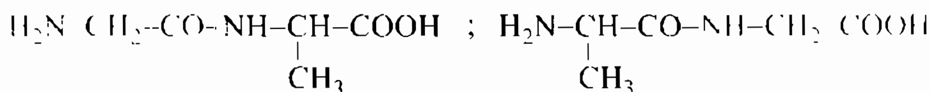
1. Cấu tạo

Phân tử peptit hợp thành từ các gốc α–amino axit nối với nhau bởi liên kết peptit theo một trật tự nhất định : amino axit đầu N còn nhóm NH_2, amino axit đầu C còn nhóm COOH.



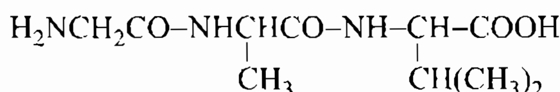
2. Đồng phân, danh pháp

Mỗi phân tử peptit gồm một số xác định các gốc α–amino axit liên kết với nhau theo một trật tự nghiêm ngặt. Việc thay đổi trật tự đó sẽ dẫn tới các peptit đồng phân, *thí dụ :*



Nếu phân tử peptit chứa n gốc α–amino axit khác nhau thì số đồng phân loại peptit sẽ là n !

Tên của các peptit được hình thành bằng cách ghép tên gốc axyl của các α–amino axit bắt đầu từ đầu N, rồi kết thúc bằng tên của axit đầu C (được giữ nguyên). *Thí dụ :*



glyxylalanylvalin (Gly-Ala-Val)

III – TÍNH CHẤT

1. Tính chất vật lí

Các peptit thường ở thể rắn, có nhiệt độ nóng chảy cao và dễ tan trong nước.

2. Tính chất hoá học

Do peptit có chứa các liên kết peptit nên nó có hai phản ứng điển hình là phản ứng thuỷ phân và phản ứng màu biure.

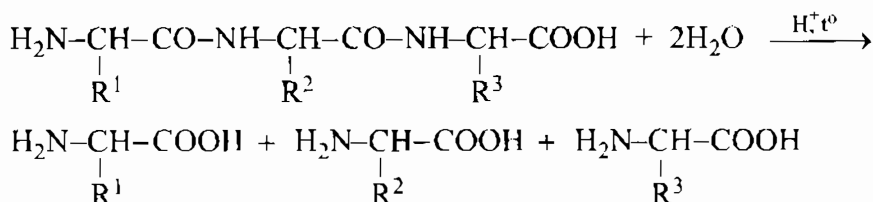
a) Phản ứng màu biure

Cho vài ml dung dịch peptit vào ống nghiệm đựng $Cu(OH)_2$ (tạo ra khi cho dung dịch $CuSO_4$ tác dụng với dung dịch NaOH), thấy $Cu(OH)_2$ tan ra và thu được phức chất có màu tím đặc trưng. Phản ứng này được gọi là phản ứng màu biure vì nó tương tự như phản ứng của biure $H_2N-CO-NH-CO-NH_2$ với $Cu(OH)_2$.

Đipeptit chỉ có một liên kết peptit nên không có phản ứng này.

b) Phản ứng thuỷ phân

Khi đun nóng dung dịch peptit với axit hoặc kiềm, sẽ thu được dung dịch không còn phản ứng màu biure là do peptit đã bị thuỷ phân thành hỗn hợp các α–amino axit, *thí dụ :*



B – PROTEIN

Protein là thành phần không thể thiếu của tất cả các cơ thể sinh vật, nó là cơ sở của sự sống. Không những thế, protein còn là một loại thức ăn chính của con người và nhiều loại động vật dưới dạng thịt, cá, trứng,...

I – KHÁI NIỆM VÀ PHÂN LOẠI

Protein là những polipeptit cao phân tử có phân tử khối từ vài chục nghìn đến vài triệu.

Protein có vai trò là nền tảng về cấu trúc và chức năng của mọi cơ thể sống.

Protein được phân thành 2 loại :

- Protein đơn giản là những protein được tạo thành chỉ từ các gốc α–amino axit.
- Protein phức tạp là những protein được tạo thành từ protein đơn giản cộng với thành phần "phi protein", như axit nucleic, lipit, cacbohiđrat,...

II – SƠ LƯỢC VỀ CẤU TRÚC PHÂN TỬ PROTEIN

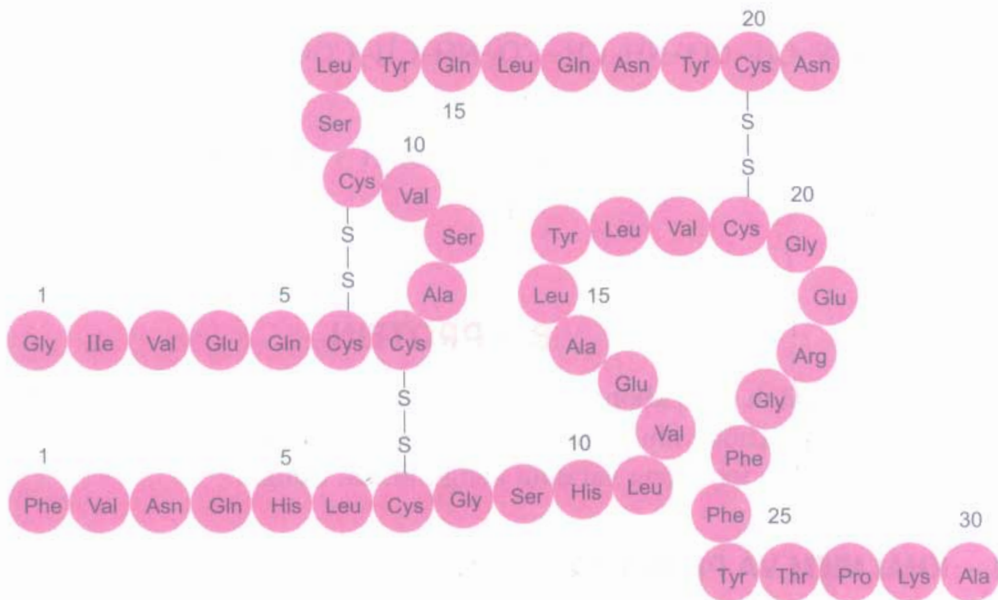
Phân tử protein được cấu tạo từ một hoặc nhiều chuỗi polipeptit kết hợp với nhau hoặc với các thành phần phi protein khác.

Các phân tử protein khác nhau về bản chất các mắt xích α–amino axit, số lượng và trật tự sắp xếp của chúng, nên trong các sinh vật từ khoảng trên 20 α–amino axit thiên nhiên đã tạo ra một lượng rất lớn các protein khác nhau.

Đặc tính sinh lí của protein phụ thuộc vào cấu trúc của chúng. Có bốn bậc cấu trúc của phân tử protein : cấu trúc bậc I, bậc II, bậc III và bậc IV.

Cấu trúc bậc I là trình tự sắp xếp các đơn vị α–amino axit trong mạch protein. Cấu trúc này được giữ vững chủ yếu nhờ liên kết peptit.

Thí dụ : Cấu trúc bậc I của phân tử insulin được mô tả ở hình 3.4. Cấu trúc bậc II, III và IV xem ở phần tư liệu.



Hình 3.4. *Cấu trúc bậc I của phân tử insulin*

III – TÍNH CHẤT CỦA PROTEIN

1. Tính chất vật lí

Dạng tồn tại

Protein tồn tại ở hai dạng chính : Dạng hình sợi và dạng hình cầu. Dạng protein hình sợi như keratin của tóc, móng, sừng ; miozin của cơ bắp, fibroin của tơ tằm, mạng nhện. Dạng protein hình cầu như anbumin của lòng trắng trứng, hemoglobin của máu.

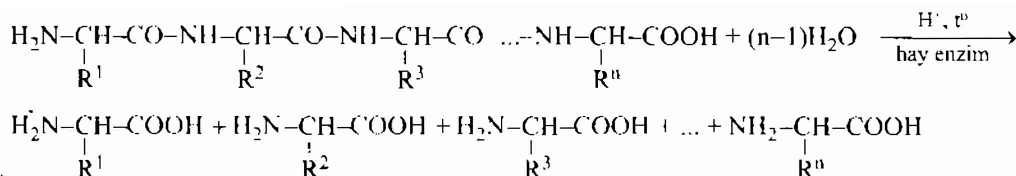
Tính tan : Tính tan của các loại protein rất khác nhau. Protein hình sợi hoàn toàn không tan trong nước trong khi protein hình cầu tan trong nước tạo thành các dung dịch keo như anbumin (lòng trắng trứng), hemoglobin (máu).

Sự đông tụ : Khi đun nóng hoặc cho axit, bazơ hay một số muối vào dung dịch protein, protein sẽ đông tụ lại, tách ra khỏi dung dịch. Ta gọi đó là sự đông tụ protein.

2. Tính chất hoá học

a) *Phản ứng thuỷ phân*

Khi đun nóng protein với dung dịch axit, dung dịch bazơ hay nhờ xúc tác của enzim, các liên kết peptit trong phân tử protein bị phân cắt dần, tạo thành các chuỗi polipeptit và cuối cùng thành hỗn hợp các α–amino axit, *thí dụ :*



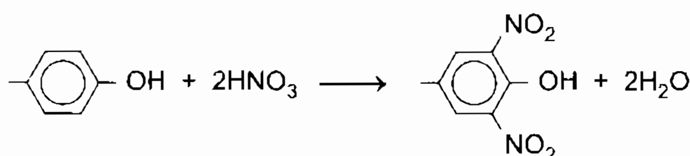
b) ***Phản ứng màu :*** Protein có một số phản ứng đặc trưng.

Phản ứng với HNO_3 đặc

Thí nghiệm 1 : Nhỏ vài giọt dung dịch axit nitric đặc vào ống nghiệm đựng dung dịch lòng trắng trứng (anbumin).

Hiện tượng : Có kết tủa màu vàng.

Giải thích : Nhóm –C₆H₄–OH của một số gốc amino axit trong protein đã phản ứng với HNO_3 cho hợp chất mới mang nhóm NO_2 có màu vàng, đồng thời protein bị đông tụ bởi HNO_3 thành kết tủa.



Phản ứng với $Cu(OH)_2$ (phản ứng biure)

Thí nghiệm 2 : Cho vào ống nghiệm 4 ml dung dịch lòng trắng trứng, 1 ml dung dịch NaOH 30% và một giọt dung dịch $CuSO_4$ 2% sau đó lắc nhẹ.

Hiện tượng : Xuất hiện màu tím đặc trưng.

Giải thích : $Cu(OH)_2$ (tạo ra từ phản ứng $CuSO_4$ + NaOH) đã phản ứng với hai nhóm peptit (CO–NH) cho sản phẩm có màu tím.

IV – KHÁI NIỆM VỀ ENZIM VÀ AXIT NUCLEIC

Trong hoạt động sống của cơ thể sinh vật, enzim và axit nucleic có vai trò cực kì quan trọng.

1. Enzim

Enzim là những chất hầu hết có bản chất protein, có khả năng xúc tác cho các quá trình hoá học, đặc biệt trong cơ thể sinh vật. Đó là những chất xúc tác sinh học. Enzim có trong mọi tế bào sống. Đến nay, người ta đã biết hơn 3500 enzim. Tên của các enzim xuất phát từ tên của các phản ứng, tên của chất phản ứng hoặc tổ hợp của hai tên đó thêm đuôi aza. *Thí dụ*, enzim amilaza xúc tác cho phản ứng thuỷ phân tinh bột (amilum) thành mantozơ.

Xúc tác enzim có hai đặc điểm :

– Hoạt động xúc tác của enzim có tính chọn lọc rất cao, mỗi enzim chỉ xúc tác cho một sự chuyển hoá nhất định.

– Tốc độ của phản ứng nhờ xúc tác enzim rất lớn, thường gấp từ 10^9 –10^{11} lần tốc độ của cùng phản ứng nhờ xúc tác hoá học.

2. Axit nucleic

Trong nhân và nguyên sinh chất của tế bào có các protein phức tạp gọi là nucleoprotein mà khi thuỷ phân thì cho protein đơn giản và axit nucleic. Axit nucleic có vai trò quan trọng bậc nhất trong các hoạt động sống của cơ thể, như sự tổng hợp protein, sự chuyển các thông tin di truyền.

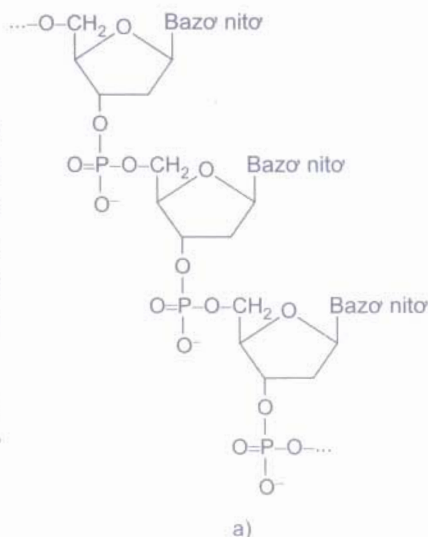
Axit nucleic là polieste của axit photphoric và pentozơ (monosaccarit có 5C) ; mỗi pentozơ lại liên kết với một bazơ nitơ (đó là các hợp chất dị vòng chứa nitơ được kí hiệu là A, X, G, T, U).

Nếu pentozơ là ribozơ, axit nucleic được kí hiệu là ARN. Nếu pentozơ là đeoxiribozơ, axit nucleic được kí hiệu là ADN.

Mỗi chuỗi ADN rất lớn gồm hàng ngàn mắt xích, mỗi mắt xích gồm một gốc đeoxiribozơ, một gốc photphat và một gốc bazơ nitơ (hình 3.5a). Hai chuỗi ADN xoắn kép lại thành phân tử ADN nhờ liên kết hiđro giữa các cặp bazơ nitơ (A... T, G... X) (hình 3.5b).

Phân tử khối của ADN rất lớn, vào khoảng 4–8 triệu. Phân tử khối của ARN nhỏ hơn của ADN. Phân tử ARN thường tồn tại ở dạng xoắn đơn, đôi chỗ có xoắn kép.

ADN là vật liệu di truyền ở cấp độ phân tử mang thông tin di truyền mã hoá cho hoạt động sinh trưởng và phát triển của các cơ thể sống. ARN chủ yếu nằm trong tế bào chất, tham gia vào quá trình giải mã thông tin di truyền.





Hình 3.5.
a) Cấu tạo của một chuỗi ADN
b) Cấu trúc xoắn kép của ADN

BÀI TẬP

1. Từ 3 α–amino axit X, Y, Z có thể tạo thành mấy tripeptit trong đó có đủ cả X, Y, Z ?

   A. 2 B. 3 C. 4 D. 6

2. Phát biểu nào sau đây đúng ?

   A. Phân tử đipeptit có hai liên kết peptit.

   B. Phân tử tripeptit có ba liên kết peptit.

   C. Trong phân tử peptit mạch hở, số liên kết peptit bao giờ cũng bằng số gốc α– amino axit.

   D. Trong phân tử peptit mạch hở chứa n gốc α– amino axit, số liên kết peptit bằng n–1.

3. Peptit là gì ? Liên kết peptit là gì ? Có bao nhiêu liên kết peptit trong một pentapeptit mạch hở ? Phân biệt các khái niệm oligopeptit, polipeptit và poliamit.

4. Viết công thức cấu tạo, gọi tên các tripeptit hình thành từ 3 amino axit sau : glyxin, alanin và valin.

5. Thuỷ phân hoàn toàn 1 mol pentapeptit A thì thu được 3 mol glyxin, 1 mol alanin và 1 mol valin. Khi thuỷ phân không hoàn toàn A thì trong hỗn hợp sản phẩm thấy có các đipeptit Ala–Gly, Gly–Ala và tripeptit Gly–Gly–Val.

   a) Hãy xác định trình tự các α–amino axit trong pentapeptit A.

   b) Hãy chỉ ra đâu là amino axit đầu N, đâu là amino axit đầu C ở pentapeptit A.

6. Thuốc thử nào sau đây có thể dùng để phân biệt được các dung dịch : glucozơ, glixerol, etanol và lòng trắng trứng ?

   A. Dd NaOH ; B. Dd $AgNO_3$; C. $Cu(OH)_2$; D. Dd HNO_3.

7. Phân biệt các khái niệm :

   a) Peptit và protein ;

   b) Protein đơn giản và protein phức tạp.

8. Hãy phân biệt các dung dịch keo sau đây bằng phương pháp hoá học : nước xà phòng, hồ tinh bột, lòng trắng trứng.

9. Xác định phân tử khối gần đúng của một hemoglobin (hồng cầu của máu) chứa 0,4% Fe (mỗi phân tử hemoglobin chỉ chứa 1 nguyên tử Fe).

10. Khi thuỷ phân hoàn toàn 500 gam protein A thì được 170 gam alanin. Nếu phân tử khối của A là 50.000 thì số mắt xích alanin trong phân tử A là bao nhiêu ?

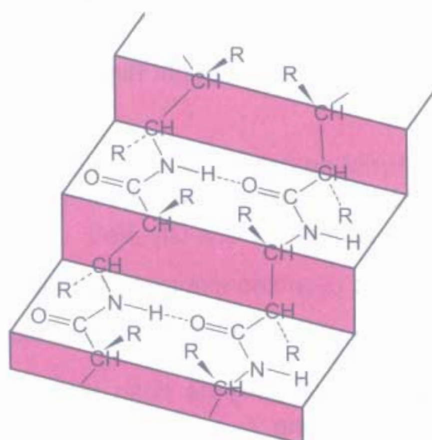


CẤU TRÚC BẬC II, BẬC III VÀ BẬC IV CỦA PROTEIN

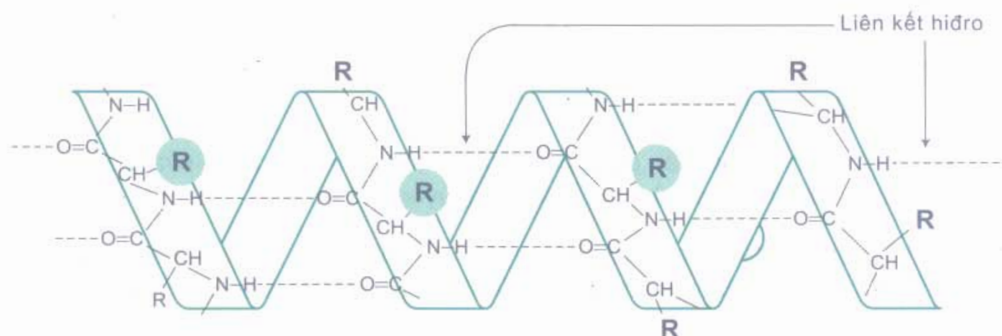
Cấu trúc bậc II

Cấu trúc bậc II là hình dạng của các chuỗi polipeptit. Cấu trúc này được duy trì nhờ liên kết hiđro >N–H ... O=C< giữa các nhóm CO–NH ở gần nhau trong không gian. Cấu trúc bậc II có hai kiểu chính là gấp β (hình 3.6) và xoắn α (hình 3.7).

Ngoài ra, còn cấu trúc bậc III và bậc IV phức tạp hơn.



Hình 3.6. *Gấp β: Cấu trúc bậc II của protein*
(R.... : R ở phía sau mặt phẳng gấp ; R ▬ : R ở phía trước mặt phẳng gấp)



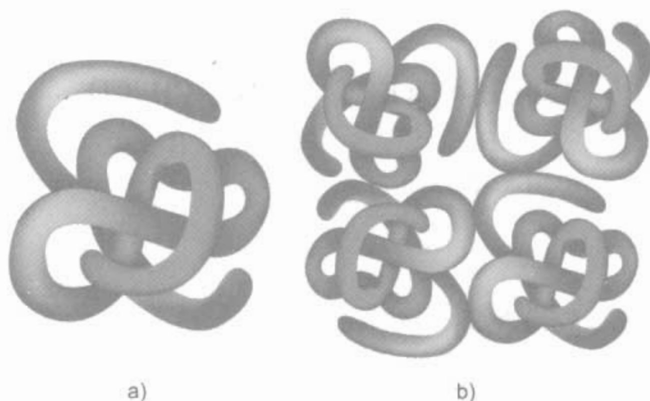
Hình 3.7. *Xoắn α : Cấu trúc bậc II của protein*

Cấu trúc bậc III

Cấu trúc bậc III là hình dạng thực của đại phân tử protein trong không gian ba chiều, do xoắn bậc II cuộn xếp theo kiểu đặc trưng cho mỗi loại protein tạo thành những khối cầu (hình 3.8a). Cấu trúc này được duy trì nhờ nhiều loại liên kết như liên kết đisunfua, sự tạo muối giữa COOH và NH_2,... và cả liên kết hiđro cùng lực hút Van Đe Van,...

Cấu trúc bậc IV

Đó là khái niệm dùng cho những protein gồm hai hay nhiều polipeptit hình cầu (cấu trúc bậc III) kết hợp với nhau bằng nhiều liên kết và tương tác (hình 3.8b).



Hình 3.8. *a) Cấu trúc bậc III của protein ; b) Cấu trúc bậc IV của protein*

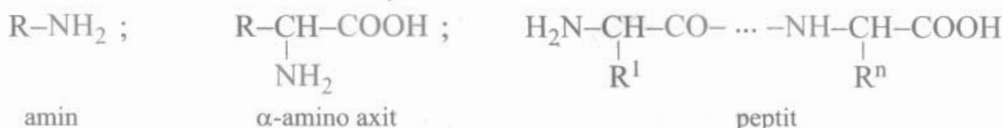
Bài 14

LUYỆN TẬP
CẤU TẠO VÀ TÍNH CHẤT CỦA AMIN, AMINO AXIT, PROTEIN

- Củng cố kiến thức tổng quát về cấu tạo phân tử và tính chất hoá học cơ bản của amin, amino axit, protein.

I – KIẾN THỨC CẦN NHỚ

1. Cấu tạo phân tử



$R-NH_2$; $R-CH(NH_2)-COOH$; $H_2N-CH(R^1)-CO- \cdots -NH-CH(R^n)-COOH$

amin; α-amino axit; peptit

2. Tính chất

a) Tính chất của nhóm NH_2



– *Tính bazơ :* $R-NH_2 + H_2O \longrightarrow [R-NH_3]^+OH^-$



Tác dụng với axit cho muối : $R-NH_2 + HCl \longrightarrow [R-NH_3]^+Cl^-$

– *Tác dụng với HNO_2*



Amin béo bậc I tạo thành ancol : $R-NH_2 + HONO \xrightarrow{0-5^oC} R-OH + N_2\uparrow + H_2O$



Amin thơm bậc I : $ArNH_2 + HNO_2 + HCl \xrightarrow[-2H_2O]{0-5^oC} ArN_2^+Cl^-$ hay ArN_2Cl



– *Tác dụng với dẫn xuất halogen :* $R-NH_2 + CH_3I \longrightarrow R-NHCH_3 + HI$

b) Amino axit có tính chất của nhóm COOH



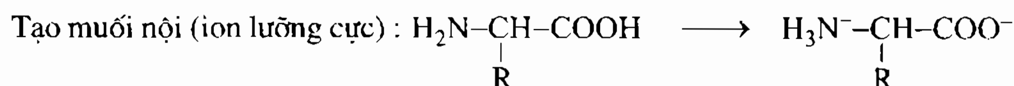
– *Tính axit :* $RCH(NH_2)COOH + NaOH \longrightarrow RCH(NH_2)COONa + H_2O$

– *Phản ứng este hoá :*



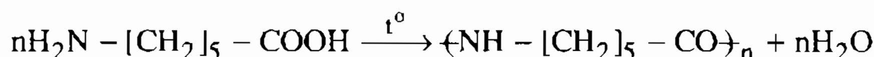
$RCH(NH_2)COOH + R^1OH \xrightarrow{HCl} RCH(NH_2)COOR^1 + H_2O$

c) Amino axit có phản ứng giữa nhóm COOH và nhóm NH_2



Tạo muối nội (ion lưỡng cực) : $H_2N{-}CH(R){-}COOH \longrightarrow H_3N^{+}{-}CH(R){-}COO^{-}$

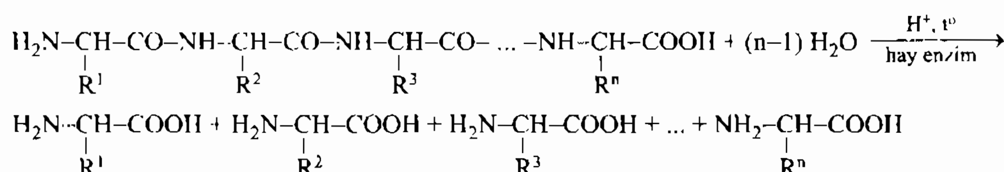
Phản ứng trùng ngưng của các ε– và ω– amino axit tạo poliamit :



$$nH_2N - [CH_2]_5 - COOH \xrightarrow{t^o} (NH - [CH_2]_5 - CO)_n + nH_2O$$

d) Protein có phản ứng của nhóm peptit CO–NH

– Phản ứng thuỷ phân :

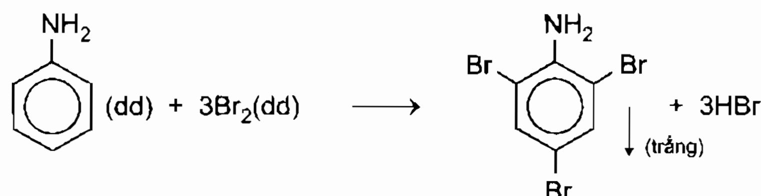


$$H_2N{-}CH(R^1){-}CO{-}NH{-}CH(R^2){-}CO{-}NH{-}CH(R^3){-}CO{-}\ldots{-}NH{-}CH(R^n){-}COOH + (n-1)\,H_2O \xrightarrow[\text{hay enzim}]{H^+,\,t^o}$$

$$H_2N{-}CH(R^1){-}COOH + H_2N{-}CH(R^2){-}COOH + H_2N{-}CH(R^3){-}COOH + \ldots + NH_2{-}CH(R^n){-}COOH$$

– *Phản ứng màu :* Tác dụng với $Cu(OH)_2$ cho dung dịch màu tím.

e) Anilin có phản ứng thế dễ dàng 3 nguyên tử H của vòng benzen



II – BÀI TẬP

1. Điền vào ô trống ở mỗi câu chữ Đ (đúng) hoặc chữ S (sai) sao cho thích hợp :

a) Amin là loại hợp chất có nhóm NH_2 trong phân tử. ☐

b) Hai nhóm chức COOH và NH_2 trong phân tử amino axit tương tác với nhau tạo thành ion lưỡng cực. ☐

c) Polipeptit là polime mà phân tử gồm khoảng 11– 50 mắt xích α–amino axit nối với nhau bằng liên kết peptit. ☐

d) Protein là polime mà phân tử chỉ gồm các polipeptit nối với nhau bằng liên kết peptit. ☐

2. a) So sánh đặc điểm cấu tạo của amin, amino axit, polipeptit và protein.

b) So sánh tính chất hoá học của amin và amino axit.

3. Trình bày phương pháp hoá học phân biệt dung dịch các chất sau :

a) CH_3NH_2, NH_2-CH_2-COOH, CH_3COONH_4, anbumin ;

b) $C_6H_5NH_2$, $CH_3CH(NH_2)COOH$, $(CH_3)_2NH$, anbumin.

4. Brađikinin có tác dụng làm giảm huyết áp. Đó là một nonapeptit có công thức là :

Arg–Pro–Pro–Gly–Phe–Ser–Pro–Phe–Arg

Khi thuỷ phân không hoàn toàn peptit này có thể thu được những tripeptit nào có chứa phenylalanin (Phe) ?

5. Hãy giải thích các hiện tượng sau :

a) Khi bị dây axit nitric vào da thì chỗ da đó bị vàng.

b) Khi ăn phải thức ăn có lẫn muối kim loại nặng (như chì, thuỷ ngân,...) thì bị ngộ độc.

c) Khi nấu canh cua thì thấy các mảng "riêu cua" nổi lên.

6. a) Khối lượng các gốc glyxyl (từ glyxin) chiếm 50% khối lượng một loại tơ tằm (fibroin). Hãy tính khối lượng glyxin mà các con tằm cần để tạo nên 1 kg tơ đó.

b) Xác định phân tử khối gần đúng của protein X chứa 0,16% lưu huỳnh, biết rằng phân tử X chỉ chứa 1 nguyên tử lưu huỳnh.



SỰ CHUYỂN HOÁ PROTEIN TRONG CƠ THỂ

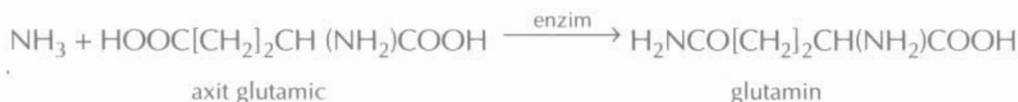
Cơ thể người và động vật cấp cao không có khả năng hấp thụ và bài tiết nitơ ở dạng phân tử (N_2). Nguồn cung cấp nitơ cho cơ thể là thức ăn chứa protein. Ở dạ dày, nhờ có axit và enzim, protein bị thuỷ phân sinh ra hỗn hợp các peptit gọi là pepton. Ở ruột, nhờ các enzim (trong đó có peptiđaza), các peptit bị thuỷ phân đến cùng thành các amino axit. Các amino axit này được hấp thụ qua thành ruột, theo máu về gan và đi tới các mô, tế bào. Ở các nơi đó, amino axit được chuyển hoá nhờ enzim thành protein cho cơ thể, phần còn lại, qua hàng loạt phản ứng oxi hoá–khử, thuỷ phân, đecacboxyl hoá,... sinh ra năng lượng cho các hoạt động của cơ thể và các sản phẩm cuối cùng là H_2O, CO_2 và NH_3. Nước được giữ lại trong cơ thể. CO_2 được thải ra ngoài theo đường hô hấp hoặc kết hợp với NH_3 thành ure rồi thải ra ngoài theo đường bài tiết :



$$2NH_3 + CO_2 \xrightarrow{enzim} O = C(NH_2)_2 + H_2O$$

ure

Một phần NH_3 tác dụng với axit glutamic thành glutamin :

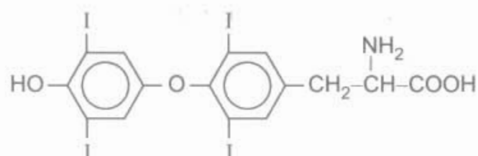


$$NH_3 + HOOC[CH_2]_2CH\,(NH_2)COOH \xrightarrow{enzim} H_2NCO[CH_2]_2CH(NH_2)COOH$$

axit glutamic — glutamin

BỆNH BƯỚU CỔ

Bệnh bướu cổ có liên quan tới một homon tuyến giáp là tireoglobulin. Tireoglobulin là protein cao phân tử (M = 600.000) chứa iot do có thành phần thyroxin :



Thiếu tireoglobulin sẽ làm cho suy tuyến giáp, dẫn đến chứng đần độn ở trẻ em (phát triển chậm, nói chậm, lưỡi to, môi dày...) ; chứng đần độn, béo phì ăn mất ngon ở người lớn, nặng hơn dẫn tới lồi mắt, bướu cổ (hình 3.9).

Bệnh bướu cổ là bệnh lớn lên bất bình thường của tuyến giáp khi thiếu iot, vì khi đó, lớp biểu bì của tuyến giáp dày lên.

Khi dùng muối iot (thường là có KI hoặc KIO_3), tuyến giáp sẽ đồng hoá rất nhanh iot vào thành phần thyroxin của tireoglobulin cần thiết cho cơ thể.



Hình 3.9. *Người bị bệnh bướu cổ*

Bài
15

BÀI THỰC HÀNH 2
MỘT SỐ TÍNH CHẤT CỦA AMIN, AMINO AXIT VÀ PROTEIN

- Biết một số phản ứng định tính của amin, amino axit và protein.
- Rèn luyện kĩ năng quan sát thí nghiệm và vận dụng lí thuyết để giải thích hiện tượng xảy ra.

NỘI DUNG VÀ CÁCH TIẾN HÀNH THÍ NGHIỆM

1. Thí nghiệm 1 : **Phản ứng brom hoá anilin**

Cho vào ống nghiệm 0,5 ml dung dịch anilin bão hoà và 1 ml nước brom bão hoà, lắc đều.

Quan sát hiện tượng, giải thích và viết phương trình hoá học.

2. Thí nghiệm 2 : **Phản ứng của glyxin với chất chỉ thị**

Cho 1 ml dung dịch glyxin 2% vào ống nghiệm, nhỏ tiếp vào đó 2 giọt dung dịch quỳ tím (hoặc nhúng giấy quỳ tím vào dung dịch glyxin 2%). Quan sát và giải thích.

3. Thí nghiệm 3 : **Phản ứng màu của protein với $Cu(OH)_2$**

Cho vào ống nghiệm 1 ml dung dịch protein (lòng trắng trứng), 1 ml dung dịch NaOH 30% và 1 giọt dung dịch $CuSO_4$ 2%, lắc đều. Quan sát màu của dung dịch và giải thích.

Chương 4

POLIME VÀ VẬT LIỆU POLIME

- *Khái niệm, phân loại, cấu trúc, tính chất và tổng hợp polime.*
- *Khái niệm về các loại vật liệu polime : Chất dẻo, vật liệu compozit, cao su, tơ sợi, keo dán.*



Một số sản phẩm làm từ Polime

Bài 16

ĐẠI CƯƠNG VỀ POLIME

- Biết sơ lược về polime : khái niệm, phân loại, cấu trúc, tính chất.
- Hiểu phản ứng trùng hợp, trùng ngưng và nhận dạng được monome để tổng hợp polime.

I – KHÁI NIỆM, PHÂN LOẠI VÀ DANH PHÁP

1. Khái niệm

Polime là những hợp chất có phân tử khối rất lớn do nhiều đơn vị nhỏ (gọi là mắt xích) liên kết với nhau tạo nên.

Thí dụ : Polietilen $(-CH_2-CH_2-)_n$ do các mắt xích $-CH_2-CH_2-$ liên kết với nhau ; Nilon –6 $(-NH[CH_2]_5CO-)_n$ do các mắt xích $-NH[CH_2]_5CO-$ tạo nên, n được gọi là hệ số polime hoá hay độ polime hoá ; Polime thường là hỗn hợp của các phân tử có hệ số polime hoá khác nhau, vì vậy đôi khi người ta còn dùng khái niệm hệ số polime hoá trung bình ; n càng lớn, phân tử khối của polime càng cao. Các phân tử tạo nên từng mắt xích của polime (*thí dụ :* $CH_2{=}CH_2$) được gọi là monome.

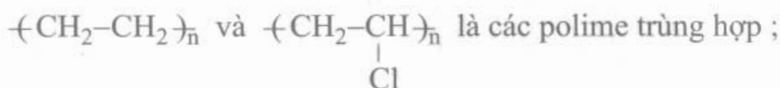
2. Phân loại

Người ta có thể phân loại polime theo những cách sau đây :

Theo nguồn gốc, ta phân biệt polime thiên nhiên (có nguồn gốc từ thiên nhiên) như cao su, xenlulozơ,... ; polime tổng hợp (do con người tổng hợp nên) như polietilen, nhựa phenol–fomanđehit,... và polime nhân tạo hay bán tổng hợp (do chế hoá một phần polime thiên nhiên) như xenlulozơ trinitrat, tơ visco,...

Theo cách tổng hợp, ta phân biệt polime trùng hợp (tổng hợp bằng phản ứng trùng hợp) và polime trùng ngưng (tổng hợp bằng phản ứng trùng ngưng).

Thí dụ :



$(-CH_2-CH_2-)_n$ và $(-CH_2-CH(Cl)-)_n$ là các polime trùng hợp ;

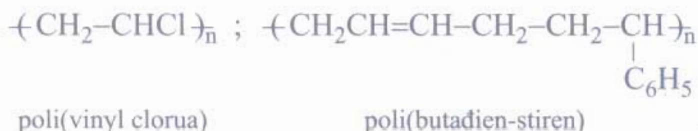
$(-HN-[CH_2]_6-NH-CO-[CH_2]_4-CO-)_n$ là polime trùng ngưng.

Theo cấu trúc (xem phần II : cấu trúc).

3. Danh pháp

Tên của các polime được cấu tạo bằng cách ghép từ poli trước tên monome. *Thí dụ :* $\left(CH_2 - CH_2\right)_n$ là polietilen, $\left(C_6H_{10}O_5\right)_n$ là polisaccarit,...

Nếu tên monome gồm 2 từ trở lên hoặc từ hai monome tạo nên polime thì tên monome phải để ở trong ngoặc đơn. *Thí dụ :*



Một số polime có tên riêng (tên thông thường). *Thí dụ :*

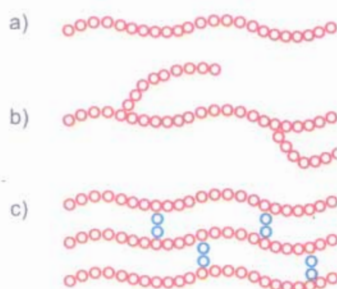
$\left(CF_2 - CF_2\right)_n$: Teflon ; $\left(NH - [CH_2]_5 - CO\right)_n$: nilon–6 ;

$(C_6H_{10}O_5)_n$: xenlulozơ ; ...

II – CẤU TRÚC

1. Các dạng cấu trúc của polime

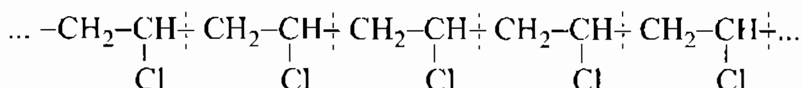
Các mắt xích của polime có thể nối với nhau thành mạch không nhánh như amilozơ (hình 4.1a),... mạch phân nhánh như amilopectin, glicogen (hình 4.1.b),... và mạng không gian như nhựa bakelit, cao su lưu hoá (hình 4.1.c),...



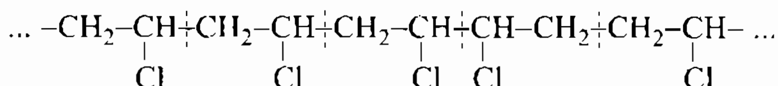
Hình 4.1. *Các kiểu mạch polime*
(mỗi vòng tròn đỏ tương tự một mắt xích monome,
mỗi vòng tròn xanh tượng trưng cho nguyên tử hoặc nhóm nguyên tử làm cầu nối)

2. Cấu tạo điều hoà và không điều hoà

– Nếu các mắt xích trong mạch polime nối với nhau theo một trật tự nhất định, chẳng hạn theo kiểu "đầu nối với đuôi", người ta nói polime có *cấu tạo điều hoà. Thí dụ :*



– Nếu các mắt xích trong mạch polime nối với nhau không theo trật tự nhất định, chẳng hạn chỗ thì kiểu "đầu nối với đầu", chỗ thì "đầu nối với đuôi" người ta nói polime *có cấu tạo không điều hoà. Thí dụ :*



III – TÍNH CHẤT

1. Tính chất vật lí

Hầu hết các polime là những chất rắn, không bay hơi, không có nhiệt độ nóng chảy xác định mà nóng chảy ở một khoảng nhiệt độ khá rộng. Đa số polime khi nóng chảy, cho chất lỏng nhớt, để nguội sẽ rắn lại chúng được gọi là chất nhiệt dẻo. Một số polime không nóng chảy mà bị phân huỷ khi đun nóng, gọi là chất nhiệt rắn.

Đa số polime không tan trong các dung môi thông thường, một số tan được trong dung môi thích hợp tạo ra dung dịch nhớt, *thí dụ :* cao su tan trong benzen, toluen,...

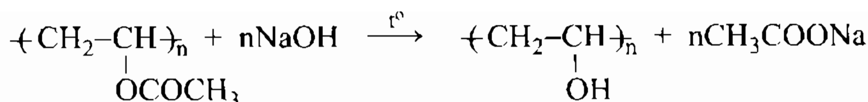
Nhiều polime có tính dẻo (polietilen, polipropilen,...), một số khác có tính đàn hồi (cao su), số khác nữa có thể kéo được thành sợi dai bền (nilon–6, nilon–6,6,...). Có polime trong suốt mà không giòn như poli(metyl metacrylat). Nhiều polime có tính cách điện, cách nhiệt (polietilen, poli(vinyl clorua),...) hoặc có tính bán dẫn (poliaxetilen, polithiophen).

2. Tính chất hoá học

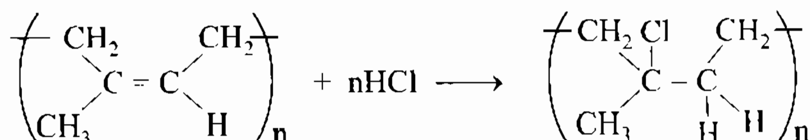
Polime có thể tham gia phản ứng giữ nguyên mạch, phân cắt mạch và khâu mạch.

a) Phản ứng giữ nguyên mạch polime

Các nhóm thế đính vào mạch polime có thể tham gia phản ứng mà không làm thay đổi mạch polime. *Thí dụ,* Poli(vinyl axetat) bị thuỷ phân cho poli(vinyl ancol) :



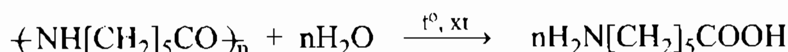
Những polime có liên kết đôi trong mạch có thể tham gia phản ứng cộng vào liên kết đôi mà không làm thay đổi mạch polime. *Thí dụ :* cao su tác dụng với HCl cho cao su hiđroclo hoá :



b) *Phản ứng phân cắt mạch polime*

Tinh bột, xenlulozơ, protein, nilon,...bị thuỷ phân cắt mạch trong môi trường axit, polistiren bị nhiệt phân cho stiren, cao su thiên nhiên bị nhiệt phân cho isopren,...

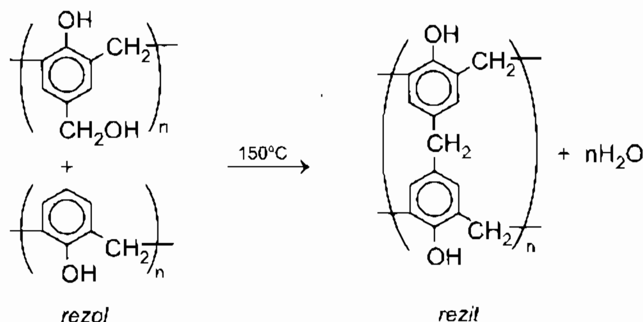
Thí dụ :



Polime trùng hợp bị nhiệt phân hay quang phân thành các đoạn nhỏ và cuối cùng là monome ban đầu, gọi là phản ứng giải trùng hợp hay đepolime hoá.

c) *Phản ứng khâu mạch polime*

Khi hấp nóng cao su thô với lưu huỳnh thì thu được cao su lưu hoá. Ở cao su lưu hoá, các mạch polime được nối với nhau bởi các cầu –S–S– (xem mục III, bài 17). Khi đun nóng nhựa rezol thu được nhựa rezit, trong đó các mạch polime được khâu với nhau bởi các nhóm $-CH_2-$:



Polime khâu mạch có cấu trúc mạng không gian do đó trở nên khó nóng chảy, khó tan và bền hơn so với polime chưa khâu mạch.

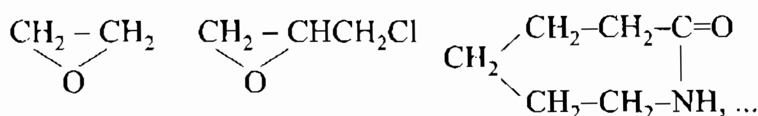
IV – ĐIỀU CHẾ

Có thể điều chế polime bằng phản ứng trùng hợp hoặc trùng ngưng.

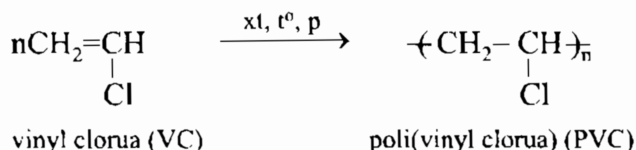
1. Phản ứng trùng hợp

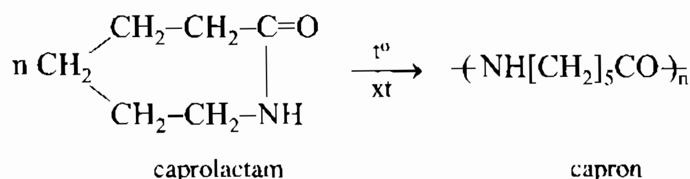
Trùng hợp là quá trình kết hợp nhiều phân tử nhỏ (monome), giống nhau hay tương tự nhau thành phân tử rất lớn (polime).

Điều kiện cần về cấu tạo của monome tham gia phản ứng trùng hợp là trong phân tử phải có liên kết bội (như $CH_2=CH_2$, $CH_2=CHC_6H_5$, $CH_2=CH-CH=CH_2$) hoặc là vòng kém bền như :

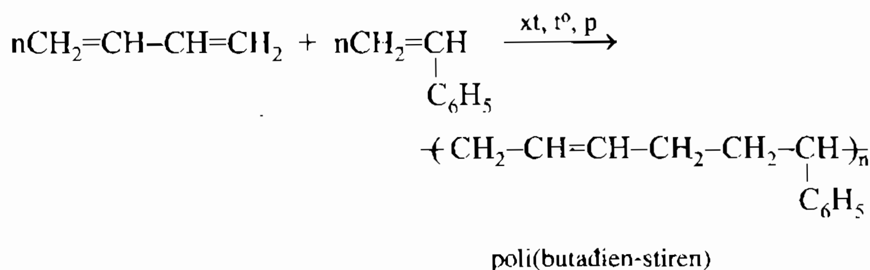


Thí dụ :





Người ta phân biệt phản ứng trùng hợp thường (chỉ của một loại monome như trên) và phản ứng đồng trùng hợp của một hỗn hợp monome. *Thí dụ :*



2. Phản ứng trùng ngưng

Khi đun nóng, các phân tử axit ε–aminocaproic kết hợp với nhau tạo ra policaproamit và giải phóng những phân tử nước :

$$nH_2N[CH_2]_5COOH \xrightarrow{t^o} (\!-NH[CH_2]_5CO-\!)_n + nH_2O$$

axit ε–aminocaproic — policaproamit (nilon–6)

Khi đun nóng hỗn hợp axit terephtalic và etylen glicol, ta thu được một polieste gọi là poli(etylen-terephtalat) đồng thời giải phóng những phân tử nước :

$$n(p-HOOC-C_6H_4-COOH) + nHO-CH_2-CH_2-OH \xrightarrow{t^o}$$

axit terephtalic — etylen glicol

$$(\!-CO-C_6H_4-CO-O-CH_2-CH_2-O-\!)_n + 2nH_2O$$

poli(etylen-terephtalat)

Các phản ứng trên được gọi là phản ứng trùng ngưng.

Vậy : Trùng ngưng là quá trình kết hợp nhiều phân tử nhỏ (monome) thành phân tử lớn (polime) đồng thời giải phóng những phân tử nhỏ khác (như H_2O, ...).

Điều kiện cần để có phản ứng trùng ngưng : Các monome tham gia phản ứng trùng ngưng phải có ít nhất hai nhóm chức có khả năng phản ứng để tạo được liên kết với nhau. *Thí dụ :* $HOCH_2CH_2OH$ và $HOOCC_6H_4COOH$; $H_2N[CH_2]_6NH_2$ và $HOOC[CH_2]_5COOH$; $H_2N[CH_2]_5COOH$;...

BÀI TẬP

1. Phát biểu nào sau đây đúng ?

A. Polime là hợp chất do nhiều phân tử monome hợp thành.

B. Polime là hợp chất có phân tử khối lớn.

C. Polime là hợp chất có phân tử khối rất lớn do nhiều đơn vị nhỏ liên kết với nhau tạo nên.

D. Các polime đều được tổng hợp bằng phản ứng trùng hợp.

2. Chọn khái niệm đúng :

A. Monome là những phân tử nhỏ tham gia phản ứng tạo ra polime.

B. Monome là một mắt xích trong phân tử polime.

C. Monome là các phân tử tạo nên từng mắt xích của polime.

D. Monome là các hợp chất có 2 nhóm chức hoặc có liên kết bội.

3. Hãy phân biệt các khái niệm sau và cho thí dụ minh hoạ :

a) Polime thiên nhiên, polime tổng hợp và polime bán tổng hợp.

b) Polime có cấu trúc điều hoà và cấu trúc không điều hoà.

c) Polime mạch phân nhánh và polime mạng không gian.

4. Hãy so sánh phản ứng trùng hợp và phản ứng trùng ngưng (định nghĩa, cấu tạo của monome và phân tử khối của polime so với monome). Lấy thí dụ minh hoạ.

5. Giải thích hiện tượng sau :

a) Polime không bay hơi được.

b) Polime không có nhiệt độ nóng chảy xác định.

c) Nhiều polime không tan hoặc khó tan trong các dung môi thông thường.

d) Dung dịch polime có độ nhớt cao.

6. Viết phương trình phản ứng polime hoá các monome sau và cho biết chúng thuộc loại phản ứng trùng hợp hay trùng ngưng :

a) $CH_3-CH=CH_2$;

b) $CH_2=CCl-CH=CH_2$;

c) $CH_2=CH-CH=CH_2$ và $CH_2=CH-CN$;

d) CH_2OH-CH_2OH và m–$C_6H_4(COOH)_2$ (axit isophtalic) ;

e) $NH_2-CH(CH_3)-[CH_2]_{10}COOH$.

7. Cho biết các monome dùng để điều chế các polime sau :

a) $\left(CH_2-CCl_2-CH_2-CCl_2 \right)_n$

b) $\left(CH_2-CHCl-CH_2-CH(C_6H_5) \right)_n$

c) $\left(NH-C_6H_4-NH-CO-C_6H_4-CO \right)_n$

Nomex

d) $\left(CO-C_6H_4-COO-CH_2-C_6H_{10}-CH_2\ O \right)_n$

Kodel

8. Hệ số polime hoá là gì ? Vì sao phải dùng hệ số polime hoá trung bình ?

Tính hệ số polime hoá trung bình của PE, PVC và xenlulozơ, biết rằng phân tử khối trung bình của chúng lần lượt là 420000 ; 250000 ; 1620000.

Bài 17

VẬT LIỆU POLIME

- Biết khái niệm về : chất dẻo, vật liệu compozit, cao su, tơ sợi và keo dán.
- Biết thành phần, tính chất, ứng dụng của một số vật liệu polime.

I – CHẤT DẺO

1. Khái niệm

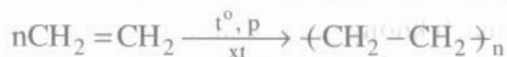
Nếu hơ nóng một số đồ dùng bằng nhựa như thước, vỏ bút bi,... và uốn cong đi, rồi để nguội thì chúng vẫn giữ nguyên dạng uốn cong đó. Nếu uốn cong một thanh kim loại, tự nó không thẳng lại được. Tính chất đó được gọi là tính dẻo. Vậy : Tính dẻo là tính bị biến dạng khi chịu tác dụng của nhiệt, áp lực bên ngoài và vẫn giữ nguyên được sự biến dạng đó khi thôi tác dụng.

Chất dẻo là những vật liệu polime có tính dẻo.

Thành phần cơ bản của chất dẻo là polime. Ngoài ra còn có các thành phần phụ thêm : chất dẻo hoá, chất độn để tăng khối lượng của chất dẻo, chất màu, chất ổn định,...

2. Một số polime dùng làm chất dẻo

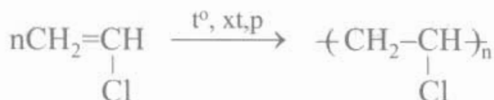
a) Polietilen (PE)



$$nCH_2=CH_2 \xrightarrow[xt]{t^o,\ p} (\!-CH_2-CH_2-\!)_n$$

PE là chất dẻo mềm, nóng chảy ở nhiệt độ lớn hơn 110°C, có tính trơ tương đối của ankan mạch dài, được dùng làm màng mỏng, bình chứa, túi đựng,...

b) Poli(vinyl clorua), (PVC)



$$nCH_2=CH(Cl) \xrightarrow{t^o,\ xt,\ p} (\!-CH_2-CH(Cl)-\!)_n$$

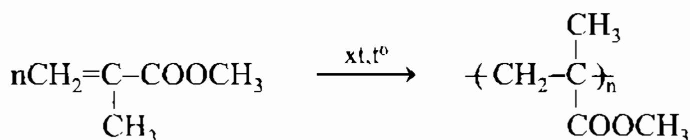
PVC là chất vô định hình, cách điện tốt, bền với axit, được dùng làm vật liệu điện, ống dẫn nước, vải che mưa, da giả,...



Hình 4.2. *Ống dẫn được làm từ PVC*

c) *Poli(metyl metacrylat)*

Poli(metyl metacrylat) được điều chế từ metyl metacrylat bằng phản ứng trùng hợp :

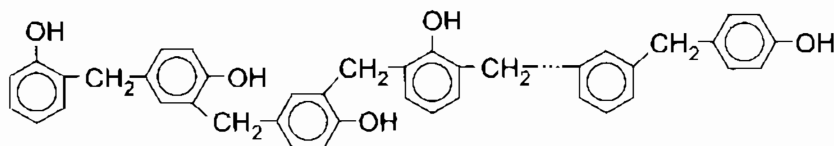


Poli(metyl metacrylat) có đặc tính trong suốt cho ánh sáng truyền qua tốt (trên 90%) nên được dùng để chế tạo thuỷ tinh hữu cơ plexiglas (xem tư liệu).

d) *Poli(phenol–fomanđehit) (PPF)*

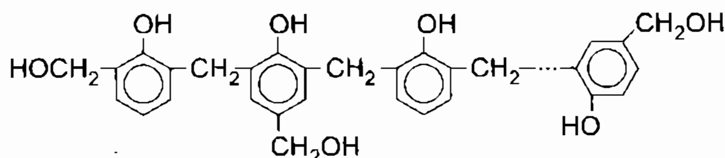
PPF có 3 dạng : nhựa novolac, nhựa rezol, nhựa rezit.

Nhựa novolac : Đun nóng hỗn hợp fomanđehit và phenol lấy dư với xúc tác axit được nhựa novolac (mạch không phân nhánh) :



Nhựa novolac là chất rắn, dễ nóng chảy, dễ tan trong một số dung môi hữu cơ, dùng để sản xuất vecni, sơn,...

Nhựa rezol : Đun nóng hỗn hợp phenol và fomanđehit theo tỉ lệ mol 1: 1,2 có xúc tác là kiềm ta được nhựa rezol (mạch không phân nhánh), nhưng có một số nhóm $-CH_2OH$ còn tự do ở vị trí số 4 hoặc 2 của nhân benzen :



Nhựa rezol là chất rắn, dễ nóng chảy, tan trong nhiều dung môi hữu cơ dùng để sản xuất sơn, keo và nhựa rezit,...

Nhựa rezit : Khi đun nóng nhựa rezol ở nhiệt độ 150°C thu được nhựa có cấu trúc mạng lưới không gian (xem bài 16 mục III.2c) gọi là nhựa rezit hay còn gọi là bakelit. Nhựa rezit không nóng chảy, không tan trong nhiều dung môi hữu cơ. Để chế tạo đồ vật, người ta trộn nhựa rezol với phụ gia ngay trong khuôn rồi đun nóng đến 150°C. Khi nguội sẽ thu được đồ vật với hình dạng định sẵn. Bằng cách đó người ta chế tạo ra được các vỏ máy, các dụng cụ cách điện, ...

3. Khái niệm về vật liệu compozit

Khi tổ hợp polime với chất độn thích hợp có thể thu được một vật liệu mới có tính chất của polime và của chất độn, nhưng độ bền, độ chịu nhiệt,... của vật liệu tăng lên rất nhiều so với polime thành phần.Vật liệu ấy gọi là vật liệu compozit.

Vật liệu compozit là vật liệu gồm polime làm nhựa nền tổ hợp với các vật liệu vô cơ và hữu cơ khác.

Thành phần của vật liệu compozit gồm chất nền là polime và chất độn, ngoài ra còn các chất phụ gia khác. Chất độn phân tán vào chất nền nhưng chúng không hoà tan vào nhau.

Các chất nền có thể là nhựa nhiệt dẻo hay nhựa nhiệt rắn. Chất độn có thể là chất sợi (bông, đay, sợi poliamit, amiăng, sợi thuỷ tinh,...) hoặc chất bột (silicat, bột nhẹ ($CaCO_3$), bột "tan"($3MgO.4SiO_2.2H_2O$)),...

Trong vật liệu compozit, polime và chất độn tương hợp tốt với nhau làm tăng tính rắn, bền, chịu nhiệt của vật liệu.

II – TƠ

1. Khái niệm

Tơ là những vật liệu polime hình sợi dài và mảnh với độ bền nhất định.

Trong tơ, những phân tử polime có mạch không phân nhánh sắp xếp song song với nhau. Polime đó phải rắn, tương đối bền với nhiệt, với các dung môi thông thường, mềm, dai, không độc và có khả năng nhuộm màu.

2. Phân loại

Tơ được chia thành 2 loại :

a) ***Tơ thiên nhiên*** (sẵn có trong thiên nhiên) như bông, len, tơ tằm.

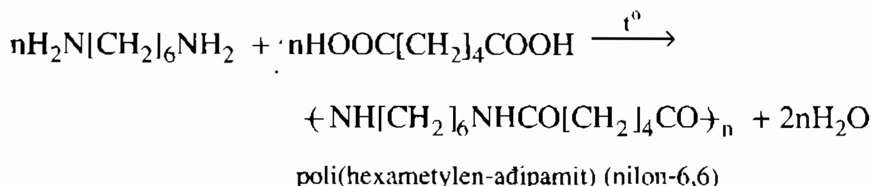
b) ***Tơ hoá học*** (chế tạo bằng phương pháp hoá học) : được chia làm hai nhóm

- Tơ tổng hợp (chế tạo từ các polime tổng hợp) như các tơ poliamit (nilon, capron), tơ vinylic (vinilon).
- Tơ bán tổng hợp hay tơ nhân tạo (xuất phát từ polime thiên nhiên nhưng được chế biến thêm bằng phương pháp hoá học) như tơ visco, tơ xenlulozơ axetat....

3. Một số loại tơ tổng hợp thường gặp

a) ***Tơ nilon–6,6***

Tơ nilon–6,6 thuộc loại tơ poliamit vì các mắt xích nối với nhau bằng các nhóm amit –CO–NH–. Nilon–6,6 được điều chế từ hexametylenđiamin $H_2N[CH_2]_6NH_2$ và axit ađipic (axit hexanđioic) :



$$nH_2N[CH_2]_6NH_2 + nHOOC[CH_2]_4COOH \xrightarrow{t^o} (-NH[CH_2]_6NHCO[CH_2]_4CO-)_n + 2nH_2O$$

poli(hexametylen-ađipamit) (nilon-6,6)

Tơ nilon–6,6 có tính dai bền, mềm mại óng mượt, ít thấm nước, giặt mau khô nhưng kém bền với nhiệt, với axit và kiềm.

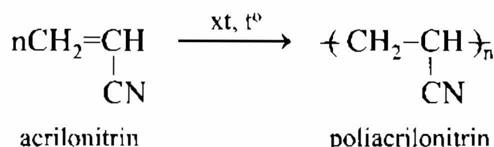
Tơ nilon–6,6 cũng như nhiều loại tơ poliamit khác được dùng để dệt vải may mặc, vải lót săm lốp xe, dệt bít tất, bện làm dây cáp, dây dù, đan lưới,...

b) Tơ lapsan

Tơ lapsan thuộc loại tơ polieste được tổng hợp từ axit terephtalic và etylen glicol. Tơ lapsan rất bền về mặt cơ học, bền đối với nhiệt, axit, kiềm hơn nilon, được dùng để dệt vải may mặc.

c) Tơ nitron (hay olon)

Tơ nitron thuộc loại tơ vinylic được tổng hợp từ vinyl xianua (hay acrilonitrin) nên được gọi là poliacrilonitrin :



$$nCH_2{=}CH(CN) \xrightarrow{xt,\ t^o} (-CH_2-CH(CN)-)_n$$

acrilonitrin → poliacrilonitrin

Tơ nitron dai, bền với nhiệt và giữ nhiệt tốt nên thường được dùng để dệt vải may quần áo ấm hoặc bện thành sợi "len" đan áo rét.

III - CAO SU

1. Khái niệm

Kéo căng sợi dây cao su rồi buông tay ra, sợi dây trở lại với kích thước cũ, người ta nói : cao su có *tính đàn hồi. Tính đàn hồi là tính biến dạng khi chịu lực tác dụng bên ngoài và trở lại dạng ban đầu khi lực đó thôi tác dụng.*

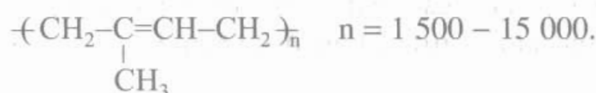
Có hai loại cao su : *Cao su thiên nhiên và cao su tổng hợp.*

2. Cao su thiên nhiên

Cao su thiên nhiên lấy từ mủ cây cao su. Cây cao su có tên khoa học là *Hevea brasiliensis*, có nguồn gốc từ Nam Mĩ, được trồng ở nhiều nơi trên thế giới và nhiều tỉnh ở nước ta.

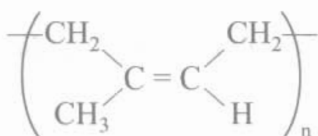
a) *Cấu trúc*

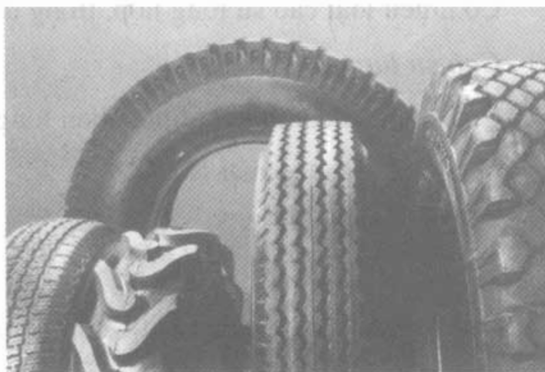
Cao su thiên nhiên là polime của isopren :



$$\left(CH_2-\underset{\substack{| \\ CH_3}}{C}=CH-CH_2 \right)_n \quad n = 1\,500 - 15\,000.$$

Nghiên cứu nhiễu xạ tia X cho biết các mắt xích isopren đều có cấu hình *cis* như sau :





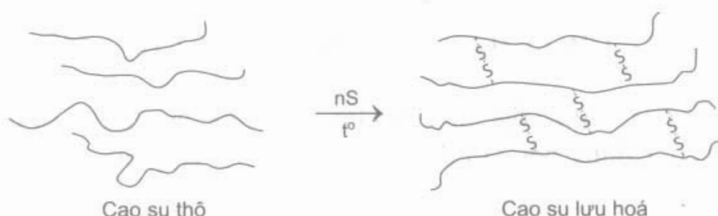
Hình 4.3.
Lốp ôtô được sản xuất từ cao su

b) *Tính chất và ứng dụng*

Cao su thiên nhiên có tính chất đàn hồi, không dẫn nhiệt và điện, không thấm khí và nước, không tan trong nước, etanol,... nhưng tan trong xăng và benzen.

Do có liên kết đôi trong phân tử polime, cao su thiên nhiên có thể tham gia các phản ứng cộng H_2, HCl, Cl_2,... và đặc biệt có tác dụng với lưu huỳnh cho cao su lưu hoá. Cao su lưu hoá có tính đàn hồi, chịu nhiệt, lâu mòn, khó tan trong dung môi hơn cao su không lưu hoá.

Bản chất của quá trình lưu hoá (đun nóng ở 150^oC hỗn hợp cao su và lưu huỳnh với tỉ lệ khoảng 97 : 3 về khối lượng) là tạo ra cầu nối –S–S– giữa các mạch phân tử cao su làm cho chúng trở thành mạng không gian (hình 4.4).



Hình 4.4. *Sơ đồ lưu hoá cao su*

Cao su có tính đàn hồi vì mạch phân tử có cấu hình *cis*, có độ gấp khúc lớn. Bình thường, các mạch phân tử này xoắn lại hoặc cuộn lại vô trật tự. Khi bị kéo căng, các mạch phân tử cao su duỗi ra có trật tự hơn theo chiều kéo. Khi buông ra các mạch phân tử lại trở về hình dạng ban đầu.

3. Cao su tổng hợp

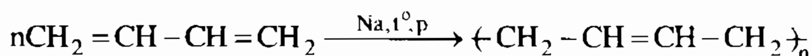
Cao su tổng hợp là loại vật liệu polime tương tự cao su thiên nhiên, thường được điều chế từ các ankađien bằng phản ứng trùng hợp.

Có nhiều loại cao su tổng hợp, trong đó có một số loại thông dụng sau đây :

a) *Cao su buna*

Cao su buna chính là polibutađien tổng hợp bằng phản ứng trùng hợp

buta–1,3–đien có mặt Na :



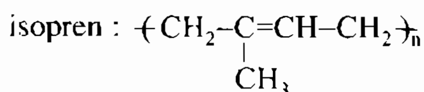
$$nCH_2=CH-CH=CH_2 \xrightarrow{Na,t^o,p} (-CH_2-CH=CH-CH_2-)_n$$

Cao su buna có tính đàn hồi và độ bền kém cao su thiên nhiên.

Khi đồng trùng hợp buta–1,3–đien với stiren $C_6H_5CH=CH_2$ có mặt Na, ta được cao su buna–S có tính đàn hồi cao ; đồng trùng hợp buta–1,3–đien với acrilonitrin $CH_2=CH-CN$ có mặt Na được cao su buna–N có tính chống dầu cao.

b) *Cao su isopren*

Khi trùng hợp isopren có hệ xúc tác đặc biệt, ta được poliisopren gọi là cao su isopren :



$$(-CH_2-C(CH_3)=CH-CH_2-)_n$$

(Hiệu suất 70%, cấu hình *cis* chiếm ≈ 94%, gần giống cao su thiên nhiên).

Tương tự, người ta còn sản xuất policloropren



$(-CH_2-CCl=CH-CH_2-)_n$ và polifloropren $(-CH_2-CF=CH-CH_2-)_n$

Các polime này đều có đặc tính đàn hồi nên được gọi là cao su cloropren và cao su floropren. Chúng bền với dầu mỡ hơn cao su isopren.

IV - KEO DÁN

1. Khái niệm

Keo dán (keo dán tổng hợp hoặc keo dán tự nhiên) là loại vật liệu có khả năng kết dính hai mảnh vật liệu giống nhau hoặc khác nhau mà không làm biến đổi bản chất các vật liệu được kết dính.

Bản chất của keo dán là có thể tạo ra màng hết sức mỏng, bền vững (kết dính nội) và bám chắc vào hai mảnh vật liệu được dán (kết dính ngoại).

2. Phân loại

Có thể phân loại keo dán theo hai cách thông thường sau :

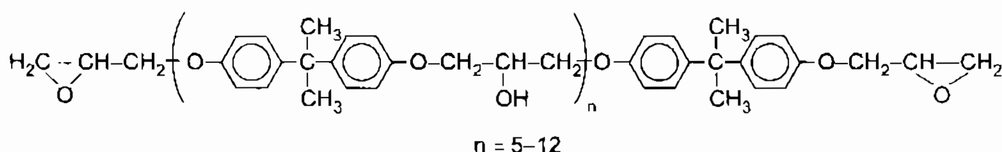
a) ***Theo bản chất hoá học,*** có keo dán hữu cơ như hồ tinh bột, keo epoxi,... và *keo dán vô cơ* như thuỷ tinh lỏng, matit vô cơ (hỗn hợp dẻo của thuỷ tinh lỏng với các oxit kim loại như ZnO, MnO, Sb_2O_3,...).

b) ***Theo dạng keo,*** có keo lỏng (như dung dịch hồ tinh bột trong nước nóng, dung dịch cao su trong xăng,...), *keo nhựa dẻo* (như matit vô cơ, matit hữu cơ, bitum,...) và *keo dán dạng bột hay bản mỏng* (chảy ra ở nhiệt độ thích hợp và gắn kết hai mảnh vật liệu lại khi để nguội).

3. Một số loại keo dán tổng hợp thông dụng

a) ***Keo dán epoxi***

Keo dán epoxi gồm hai hợp phần : hợp phần chính là hợp chất hữu cơ chứa hai nhóm epoxi ở hai đầu, *thí dụ :*



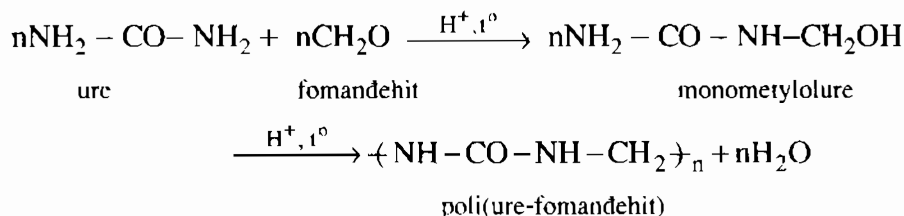
Hợp phần thứ hai gọi là chất đóng rắn, thường là các "triamin" như : $H_2NCH_2CH_2NHCH_2CH_2NH_2$.

Khi cần dán mới trộn hai thành phần trên với nhau. Các nhóm amin sẽ phản ứng với các nhóm epoxi tạo ra polime mạng không gian bền chắc gắn kết hai vật cần dán lại.

Keo dán epoxi dùng để dán các vật liệu kim loại, gỗ, thuỷ tinh, chất dẻo trong các ngành sản xuất ôtô, máy bay, xây dựng và trong đời sống hàng ngày.

b) Keo dán ure–fomanđehit

Keo dán ure–fomanđehit được sản xuất từ poli(ure–fomanđehit). Poli(ure–fomanđehit) được điều chế từ ure và fomanđehit trong môi trường axit :



$$nNH_2-CO-NH_2 + nCH_2O \xrightarrow{H^+,t^o} nNH_2-CO-NH-CH_2OH$$

$$\xrightarrow{H^+,t^o} (\!-NH-CO-NH-CH_2-\!)_n + nH_2O$$

Khi dùng, phải thêm chất đóng rắn như axit oxalic HOOC–COOH, axit lactic $CH_3CH(OH)$–COOH,... để tạo polime mạng không gian, rắn lại, bền với dầu mỡ và một số dung môi thông dụng. Keo ure–fomanđehit dùng để dán các vật liệu bằng gỗ, chất dẻo.

4. Một số loại keo dán tự nhiên

a) Nhựa vá săm

Nhựa vá săm là dung dịch dạng keo của cao su thiên nhiên trong dung môi hữu cơ như toluen, xilen,... dùng để nối hai đầu săm và vá chỗ thủng của săm. Hiện nay còn có nhiều loại nhựa vá săm là keo dán tổng hợp chất lượng cao.

b) Keo hồ tinh bột

Trước kia người ta thường nấu tinh bột sắn hoặc tinh bột gạo nếp thành hồ tinh bột làm keo dán giấy. Keo hồ tinh bột hay bị thiu, mốc nên ngày nay người ta thay bằng keo dán tổng hợp, chẳng hạn như keo chế từ poli(vinyl ancol).

BÀI TẬP

1. Nhóm các vật liệu được chế tạo từ polime trùng ngưng là :

   A. cao su ; nilon–6,6 ; tơ nitron

   B. nilon –6,6 ; tơ lapsan ; thuỷ tinh plexiglas

   C. tơ axetat ; nilon–6,6

   D. nilon–6,6 ; tơ lapsan ; nilon–6.

2. a) Nêu những điểm giống và khác nhau chính giữa các vật liệu polime : Chất dẻo, tơ, cao su và keo dán.

   b) Phân biệt chất dẻo và vật liệu compozit.

3. a) Viết phương trình hoá học các phản ứng từ metan điều chế ra : vinyl clorua, vinyl axetat ($CH_3COO{-}CH{=}CH_2$), acrilonitrin (vinyl xianua, $CH_2{=}CH{-}CN$) và metyl acrylat ($CH_2{=}CHCOOCH_3$).

   b) Hãy nêu một thí dụ (có viết phương trình các phản ứng) để chứng tỏ rằng có thể đi từ etilen để điều chế ra các monome nói trên với giá thành thấp hơn, giải thích.

   c) Viết phương trình phản ứng trùng hợp mỗi monome ở trên và gọi tên polime tạo thành.

4. Phân tử khối trung bình của poli(hexametylen-ađipamit) để chế tạo tơ nilon–6,6 là 30.000, của cao su tự nhiên là 105.000. Hãy tính số mắt xích (trị số n) trung bình của mỗi loại polime trên.

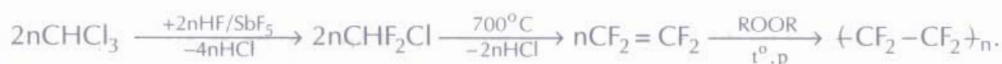
5. Một loại cao su lưu hoá chứa 2% lưu huỳnh. Hỏi cứ khoảng bao nhiêu mắt xích isopren có một cầu nối đisunfua –S–S–, giả thiết rằng S đã thay thế cho H ở nhóm metylen trong mạch cao su ?

Tư liệu

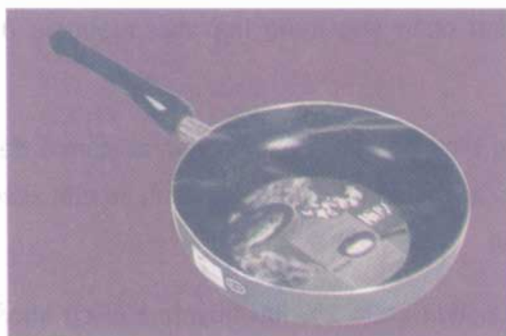
TEFLON

Teflon có tên khoa học là poli(tetrafloetilen) $(-CF_2-CF_2-)_n$. Đó là loại polime nhiệt dẻo có tính bền cao với các dung môi và hoá chất. Nó bền trong khoảng nhiệt độ rộng từ -190^oC đến $+300^oC$, có độ bền kéo cao ($245-315 kg/cm^2$) và đặc biệt có hệ số ma sát rất nhỏ và độ bền nhiệt cao, tới 400^oC mới bắt đầu thăng hoa, không nóng chảy, phân huỷ chậm. Teflon bền với môi trường hơn cả vàng và platin, không dẫn điện. Do các đặc tính quý đó, teflon được dùng để chế tạo các chi tiết máy dễ bị mài mòn mà không phải dùng chất bôi trơn (vì độ ma sát nhỏ), vỏ cách điện, chất tráng phủ lên chảo hoặc nồi để chống dính.

Teflon được sản xuất từ clorofom qua các giai đoạn sau :



$$2nCHCl_3 \xrightarrow[-4nHCl]{+2nHF/SbF_5} 2nCHF_2Cl \xrightarrow[-2nHCl]{700^oC} nCF_2=CF_2 \xrightarrow[t^o,p]{ROOR} (-CF_2-CF_2-)_n.$$



Hình 4.5. *Chảo chống dính nhờ được phủ một lớp teflon*

THUỶ TINH HỮU CƠ – PLEXIGLAS

Poli(metyl metacrylat) là loại chất nhiệt dẻo, rất bền, cứng, trong suốt. Do đó nó được gọi là thuỷ tinh hữu cơ hay plexiglas. Plexiglas không bị vỡ vụn khi va chạm và bền với nhiệt. Nó cũng bền với nước, axit, bazơ, xăng, ancol nhưng bị hoà tan trong benzen, đồng đẳng của benzen, este và xeton. Phân tử khối của plexiglas có thể tới 5.10^6. Plexiglas có khối lượng riêng nhỏ hơn thuỷ tinh silicat, dễ pha màu và dễ tạo dáng ở nhiệt độ cao.

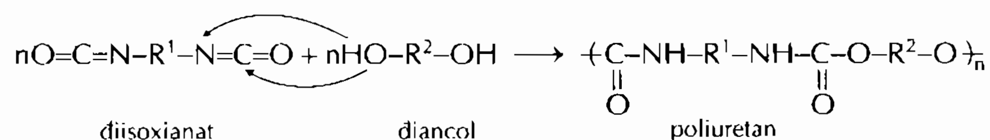
Với những tính chất ưu việt như vậy, plexiglas được dùng làm kính máy bay, ôtô, kính trong các máy móc nghiên cứu, kính xây dựng, đồ dùng gia đình, trong y học (dùng làm răng giả, xương giả), kính bảo hiểm,...

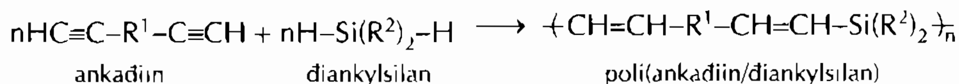
Nhiều nước sản xuất thuỷ tinh hữu cơ với những tên khác nhau :

acripet (Nhật), điakon (Anh), implex (Mĩ), vedril (Ý).

PHẢN ỨNG TRÙNG – CỘNG HỢP

Phản ứng trùng – cộng hợp là một trong 3 loại phản ứng điều chế polime. Phản ứng trùng – cộng hợp là phản ứng cộng hợp liên tiếp các monome lại với nhau thành polime. Thí dụ :





Điều kiện cần là các monome phải có hai nhóm chức cộng hợp được với nhau. Polime trùng - cộng hợp có nhiều ứng dụng làm chất xốp, cao su, pha sơn, keo dán.

Bài
18

LUYỆN TẬP
POLIME VÀ VẬT LIỆU POLIME

• Củng cố khái niệm cấu trúc và tính chất của polime.
• Củng cố các khái niệm về vật liệu polime.

I – KIẾN THỨC CẦN NHỚ

1. Khái niệm về polime

Polime là các hợp chất có phân tử khối rất lớn do nhiều đơn vị nhỏ gọi là mắt xích liên kết với nhau tạo nên.

– Số mắt xích (n) trong phân tử polime được gọi là hệ số polime hoá hay độ polime hoá.

– Theo nguồn gốc, ta phân biệt polime thiên nhiên, polime tổng hợp, polime nhân tạo (bán tổng hợp).

– Theo phản ứng polime hoá, ta phân biệt polime trùng hợp và polime trùng ngưng.

2. Cấu trúc

– Phân tử polime có thể tồn tại ở dạng mạch không phân nhánh, dạng mạch phân nhánh và dạng mạng không gian.

– Phân tử polime có thể có cấu tạo điều hoà (nếu các mắt xích nối với nhau theo một trật tự xác định) và không điều hoà (nếu các mắt xích nối với nhau không theo một trật tự nào cả).

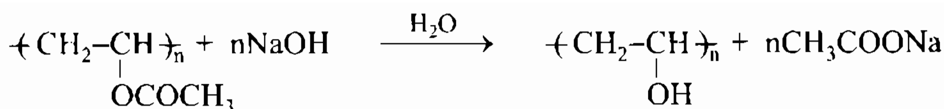
3. Tính chất

a) Tính chất vật lí

Hầu hết polime là chất rắn, không bay hơi, không có nhiệt độ nóng chảy xác định, một số tan trong các dung môi hữu cơ. Đa số polime có tính dẻo ; một số polime có tính đàn hồi, một số có tính dai, bền, có thể kéo thành sợi.

b) Tính chất hoá học : Có 3 loại phản ứng.

– *Phản ứng giữ nguyên mạch polime :* Phản ứng cộng vào liên kết đôi hoặc thay thế các nhóm chức ngoại mạch. *Thí dụ :*



$$+\!\!\left(CH_2-\underset{\displaystyle OCOCH_3}{\underset{|}{CH}}\right)\!\!_n + nNaOH \xrightarrow{H_2O} +\!\!\left(CH_2-\underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{CH}}\right)\!\!_n + nCH_3COONa$$

– *Phản ứng cắt mạch polime* : Polime có thể bị giải trùng hợp ở nhiệt độ cao. Polime có nhóm chức trong mạch như –CO–NH–, – $COOCH_2$– dễ bị thuỷ phân khi có mặt axit hay bazơ.

– *Phản ứng khâu mạch polime* : Phản ứng tạo cầu nối giữa các mạch (cầu –S–S– hay –CH_2–) thành polime mạng không gian hoặc phản ứng kéo dài thêm mạch polime.

4. Điều chế

a) Trùng hợp

b) Trùng ngưng

5. Khái niệm về các loại vật liệu polime

– Chất dẻo : vật liệu polime có tính dẻo.

– Tơ : vật liệu polime hình sợi, dài và mảnh.

– Cao su : vật liệu polime có tính đàn hồi.

– Keo dán hữu cơ : vật liệu polime có khả năng kết nối chắc chắn hai mảnh vật liệu khác.

– Vật liệu compozit : vật liệu gồm polime làm nhựa nền tổ hợp với các vật liệu vô cơ, hữu cơ khác.

II – BÀI TẬP

1. Điền vào ô trống ở cuối mỗi câu sau chữ Đ nếu phát biểu đó đúng, chữ S nếu phát biểu đó sai :

a) Polipeptit là polime. ☐

b) Protein là polime. ☐

c) Protein là hợp chất cao phân tử. ☐

d) Poliamit có chứa các liên kết peptit. ☐

2. Polistiren **không** tham gia phản ứng nào trong các phản ứng sau ?

A. Đepolime hoá

B. Tác dụng với Cl_2/ ánh sáng

C. Tác dụng với NaOH(dd)

D. Tác dụng với Cl_2 khi có mặt bột Fe.

3. Thế nào là hợp chất polime ? Có sự khác nhau gì giữa hai hợp chất có công thức sau :

$\left(CH_2-CH_2 \right)_n$ và $CH_3[CH_2]_{58}CH_3$?

4. a) Phân tử polime có những dạng mạch nào ? Lấy thí dụ.

b) Vì sao amilozơ tan được một lượng đáng kể trong nước còn amilopectin và xenlulozơ thì không ?

5. a) Cho thí dụ về các loại polime có tính dẻo, tính đàn hồi và tính dai bền có thể kéo thành tơ.

b) Cho thí dụ về các phản ứng cắt mạch, giữ nguyên mạch và tăng mạch polime.

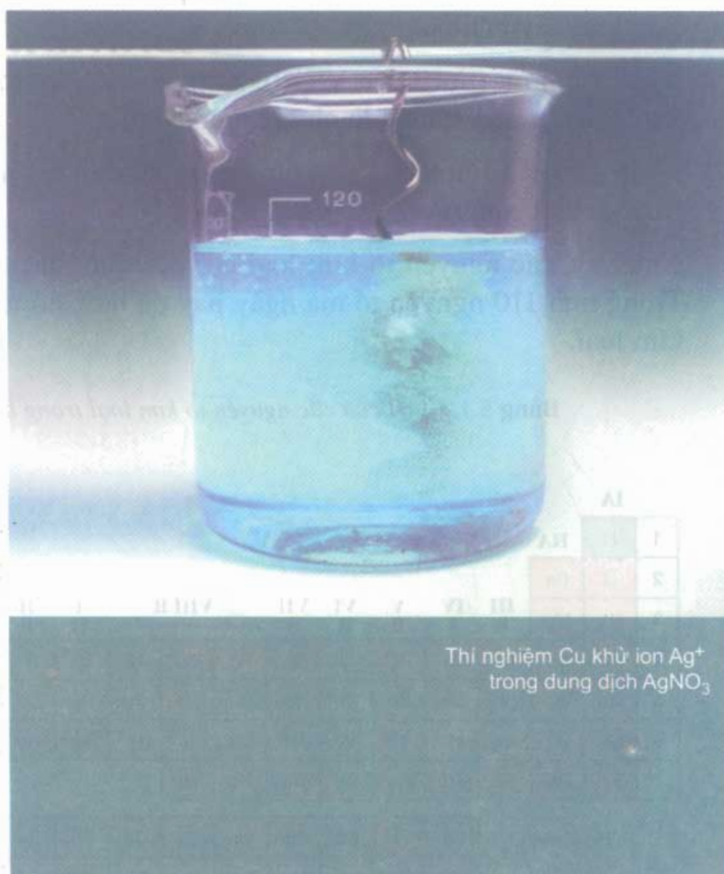
6. Để sản xuất tơ clorin, người ta clo hoá PVC bằng clo. Polime thu được (có tên là peclorovinyl) chứa 66,7% clo. Giả thiết rằng hệ số polime hoá n không thay đổi sau phản ứng.

a) Hãy tính xem trung bình cứ mấy mắt xích $-CH_2-CHCl-$ trong phân tử PVC thì có một mắt xích bị clo hoá.

b) Viết công thức cấu tạo một đoạn phân tử peclorovinyl đã cho ở trên.

Chương 5 ĐẠI CƯƠNG VỀ KIM LOẠI

- *Vị trí trong bảng tuần hoàn, tính chất vật lí, tính chất hoá học của kim loại.*
- *Thế điện cực chuẩn của kim loại.*
- *Sự điện phân.*
- *Ăn mòn kim loại và chống ăn mòn kim loại.*
- *Nguyên tắc và phương pháp điều chế kim loại.*



Thí nghiệm Cu khử ion Ag^+ trong dung dịch $AgNO_3$

Bài 19 KIM LOẠI VÀ HỢP KIM

- Biết vị trí và cấu tạo của nguyên tử kim loại.
- Hiểu được những tính chất vật lí và hoá học của kim loại.
- Biết khái niệm, tính chất và ứng dụng của hợp kim.

A – KIM LOẠI

I – VỊ TRÍ CỦA KIM LOẠI TRONG BẢNG TUẦN HOÀN

Trong bảng tuần hoàn, các nguyên tố kim loại có mặt ở :

– Nhóm IA (trừ nguyên tố hiđro) và IIA. Các kim loại này là những nguyên tố s.

– Nhóm IIIA (trừ nguyên tố bo), một phần của các nhóm IVA, VA, VIA. Các kim loại này là những nguyên tố p.

– Các nhóm B (từ IB đến VIIIB). Kim loại các nhóm B được gọi là những kim loại chuyển tiếp, chúng là những nguyên tố d.

– Họ lantan và actini. Các kim loại thuộc hai họ này là những nguyên tố f. Chúng được xếp riêng thành hai hàng ở cuối bảng.

Như vậy, các nguyên tố kim loại có mặt trong hầu hết các nhóm nguyên tố. Trong hơn 110 nguyên tố mà ngày nay đã biết, có tới khoảng 90 nguyên tố là kim loại.

Bảng 5.1. *Vị trí của các nguyên tố kim loại trong bảng tuần hoàn*

	IA	IIA	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII B			I B	II B	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII A
1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt									

Kim loại   Phi kim

Họ lantan	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Họ actini	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

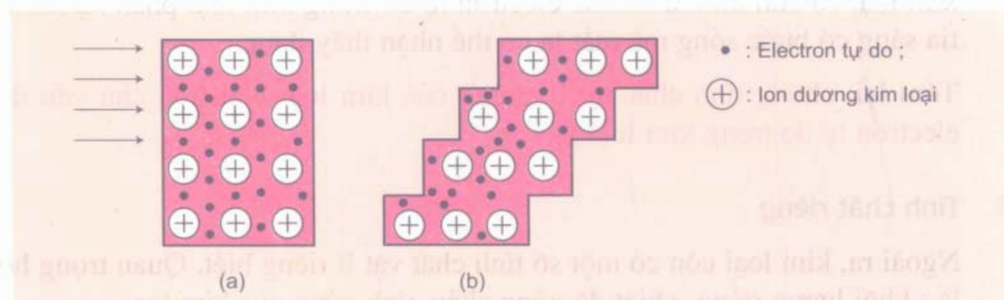
II – TÍNH CHẤT VẬT LÍ CỦA KIM LOẠI

1. Tính chất chung

Kim loại có những tính chất vật lí chung là : tính dẻo, tính dẫn điện, tính dẫn nhiệt và ánh kim.

a) Tính dẻo

Khi tác dụng một lực cơ học đủ mạnh lên miếng kim loại, nó bị biến dạng. Sự biến dạng này là do các cation kim loại trong mạng tinh thể trượt lên nhau, nhưng không tách rời nhau là nhờ lực hút tĩnh điện của các electron tự do với các cation kim loại trong mạng tinh thể. Do vậy kim loại có tính dẻo (hình 5.1).



Hình 5.1. *Các lớp mạng tinh thể kim loại trước khi bị biến dạng (a) và sau khi bị biến dạng (b).*

Những kim loại có tính dẻo cao là Au, Ag, Al, Cu, Sn,... Người ta có thể dát được những lá vàng mỏng tới 1/20 micromet (1 micromet bằng 1/1000mm), ánh sáng có thể đi qua được.

b) Tính dẫn điện

Nối một đoạn dây kim loại với nguồn điện, các electron tự do đang chuyển động hỗn loạn trở nên chuyển động thành dòng trong kim loại. Đó là sự dẫn điện của kim loại. Nói chung, nhiệt độ của kim loại càng cao thì tính dẫn điện của kim loại càng giảm. Hiện tượng này được giải thích như sau : khi tăng nhiệt độ, sự dao động của các ion kim loại tăng lên, làm cản trở sự chuyển động của dòng electron tự do trong kim loại.

Những kim loại khác nhau có tính dẫn điện khác nhau chủ yếu là do mật độ electron tự do của chúng không giống nhau. Kim loại dẫn điện tốt nhất là Ag, sau đó đến Cu, Au, Al, Fe,...

Nếu quy ước độ dẫn điện của Hg là đơn vị thì độ dẫn điện của Ag là 49, của Cu là 46, của Au là 35,5, của Al là 26.

c) Tính dẫn nhiệt

Đốt nóng một đầu dây kim loại, những electron tự do ở vùng nhiệt độ cao có động năng lớn hơn, chúng chuyển động đến vùng có nhiệt độ thấp hơn của kim loại và truyền năng lượng cho các ion dương ở đây. Vì vậy, kim loại có tính dẫn nhiệt.

Nói chung, những kim loại nào dẫn điện tốt thì cũng dẫn nhiệt tốt. Tính dẫn nhiệt của kim loại giảm dần theo thứ tự Ag, Cu, Al, Fe,...

d) Ánh kim

Vẻ sáng của kim loại gọi là ánh kim. Hầu hết kim loại đều có ánh kim. Sở dĩ kim loại có ánh kim là do các electron tự do trong kim loại phản xạ tốt những tia sáng có bước sóng mà mắt ta có thể nhận thấy được.

Tóm lại, những tính chất vật lí chung của kim loại như trên chủ yếu do các electron tự do trong kim loại gây ra.

2. Tính chất riêng

Ngoài ra, kim loại còn có một số tính chất vật lí riêng biệt. Quan trọng hơn cả là : khối lượng riêng, nhiệt độ nóng chảy, tính cứng của kim loại,...

a) Khối lượng riêng

Những kim loại khác nhau có khối lượng riêng khác nhau rõ rệt. Li là kim loại có khối lượng riêng nhỏ nhất, D = 0,5g/cm^3. Kim loại có khối lượng riêng lớn nhất là osimi (Os), D = 22,6g/cm^3.

Người ta quy ước, những kim loại có khối lượng riêng nhỏ hơn 5g/cm^3 là những kim loại nhẹ, như : Na, K, Mg, Al,... Những kim loại có khối lượng riêng lớn hơn 5g/cm^3 là những kim loại nặng, như : Fe, Zn, Pb, Cu, Ag, Hg,...

b) Nhiệt độ nóng chảy

Những kim loại khác nhau có nhiệt độ nóng chảy rất khác nhau. Có kim loại nóng chảy ở nhiệt độ thấp, như Hg nóng chảy ở –39^{o}C, nhưng có kim loại nóng chảy ở nhiệt độ cao, như W (vonfam) nóng chảy 3410^{o}C.

c) Tính cứng

Những kim loại khác nhau có tính cứng rất khác nhau. Có kim loại mềm như sáp, dùng dao cắt được dễ dàng như Na, K,... Ngược lại có kim loại rất cứng, không thể dũa được, như W, Cr,...

Nếu chia độ cứng của chất rắn thành 10 bậc và quy ước độ cứng của kim cương là 10, thì độ cứng của một số kim loại như sau : Cr là 9, W là 7, Fe là 4,5, Cu và Al là 3. Kim loại có độ cứng thấp nhất là các kim loại thuộc nhóm IA, thí dụ Cs có độ cứng là 0,2.

Nhìn chung, một số tính chất vật lí của kim loại như khối lượng riêng, nhiệt độ nóng chảy, tính cứng phụ thuộc vào độ bền của liên kết kim loại, nguyên tử khối, kiểu mạng tinh thể,... của kim loại.

III – TÍNH CHẤT HOÁ HỌC CHUNG CỦA KIM LOẠI

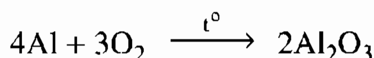
Từ những đặc điểm về cấu hình electron, độ âm điện, năng lượng ion hoá của nguyên tử kim loại, ta nhận thấy tính chất hoá học đặc trưng của kim loại là tính khử. Nói cách khác, nguyên tử kim loại dễ bị oxi hoá thành ion dương :



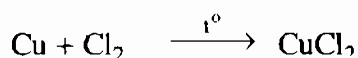
$$M \longrightarrow M^{n+} + ne$$

1. Tác dụng với phi kim

Hầu hết các kim loại khử được phi kim thành ion âm. *Thí dụ :*



$$4Al + 3O_2 \xrightarrow{t^o} 2Al_2O_3$$



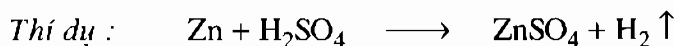
$$Cu + Cl_2 \xrightarrow{t^o} CuCl_2$$

2. Tác dụng với axit

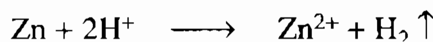
a) Đối với dung dịch HCl, H_2SO_4 loãng

Nhiều kim loại có thể khử được ion H^+ (H_3O^+) của các axit này thành H_2.

Thí dụ :



$$Zn + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2\uparrow$$

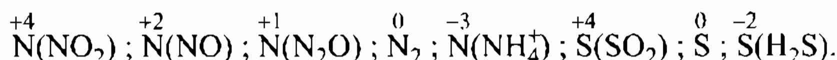


$$Zn + 2H^+ \longrightarrow Zn^{2+} + H_2\uparrow$$

Những kim loại có tính khử mạnh như K, Na,... sẽ gây nổ khi tiếp xúc với các dung dịch axit.

b) Đối với H_2SO_4 (đặc, nóng), HNO_3

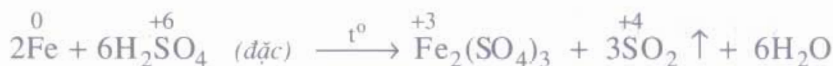
Hầu hết các kim loại (trừ Pt, Au) khử được $\overset{+5}{N}$ và $\overset{+6}{S}$ trong các axit này xuống số oxi hoá thấp hơn :



$$\overset{+4}{N}(NO_2) ; \overset{+2}{N}(NO) ; \overset{+1}{N}(N_2O) ; \overset{0}{N_2} ; \overset{-3}{N}(NH_4^+) ; \overset{+4}{S}(SO_2) ; \overset{0}{S} ; \overset{-2}{S}(H_2S).$$



$$\textit{Thí dụ :}\ 3\overset{0}{Cu} + 8H\overset{+5}{N}O_3\ \textit{(loãng)} \longrightarrow 3\overset{+2}{Cu}(NO_3)_2 + 2\overset{+2}{N}O + 4H_2O$$



$$2\overset{0}{Fe} + 6H_2\overset{+6}{S}O_4\ \textit{(đặc)} \xrightarrow{t^o} \overset{+3}{Fe_2}(SO_4)_3 + 3\overset{+4}{S}O_2\uparrow + 6H_2O$$

3. Tác dụng với dung dịch muối

Kim loại hoạt động có thể khử được ion kim loại kém hoạt động hơn trong dung dịch muối thành kim loại tự do.

Thí nghiệm : Fe tác dụng với dung dịch $CuSO_4$.

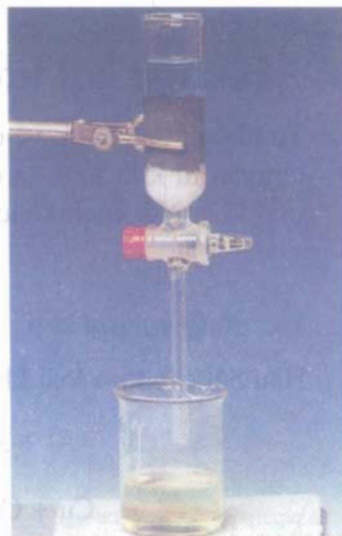
Cho dung dịch $CuSO_4$ chảy chậm qua lớp mạt sắt (Hình 5.2).

Quan sát hiện tượng. Giải thích.

Phương trình hoá học của phản ứng :



$$\overset{0}{Fe} + \overset{+2}{Cu}SO_4 \longrightarrow \overset{+2}{Fe}SO_4 + \overset{0}{Cu}\downarrow$$



Hình 5.2.
Fe tác dụng với dung dịch $CuSO_4$

4. Tác dụng với nước

– Những kim loại có tính khử mạnh như Na, K, Ca,... khử H_2O dễ dàng ở nhiệt độ thường.



$$\textit{Thí dụ :}\ 2\overset{0}{Na} + 2\overset{+1}{H_2}O \longrightarrow 2\overset{+1}{Na}OH + \overset{0}{H_2}\uparrow$$

– Một số kim loại có tính khử trung bình, như Zn, Fe,... khử được hơi nước ở nhiệt độ cao.



$$\textit{Thí dụ :}\ 3Fe + 4H_2O \xrightarrow{t^o} Fe_3O_4 + 4H_2\uparrow$$

– Những kim loại có tính khử yếu như Cu, Ag, Hg,... không khử được H_2O, dù ở nhiệt độ cao.

B - HỢP KIM

I – ĐỊNH NGHĨA

Hợp kim là vật liệu kim loại có chứa một kim loại cơ bản và một số kim loại hoặc phi kim khác.

Thí dụ : Thép là hợp kim của sắt với cacbon và một số nguyên tố khác. Đuyra là hợp kim của nhôm với đồng, mangan, magie, silic.

II – TÍNH CHẤT CỦA HỢP KIM

Tính chất của hợp kim phụ thuộc vào thành phần các đơn chất tham gia cấu tạo mạng tinh thể của hợp kim. Nhìn chung, hợp kim có nhiều tính chất hoá học tương tự như của các đơn chất tham gia tạo thành hợp kim, nhưng tính chất vật lí và tính chất cơ học của hợp kim lại khác nhiều so với tính chất các đơn chất.

Thí dụ :

– Hợp kim không bị ăn mòn : Fe–Cr–Mn (thép inoc),...

– Hợp kim siêu cứng : W–Co, Co–Cr–W–Fe,...

– Hợp kim có nhiệt độ nóng chảy thấp : Sn–Pb (thiếc hàn nóng chảy ở 210°C), có hợp kim gồm Bi–Pb–Sn nóng chảy ở 65°C.

– Hợp kim nhẹ, cứng và bền : Al–Si, Al–Cu–Mn–Mg.

III – ỨNG DỤNG CỦA HỢP KIM

Ngày nay, con người có thể chế tạo được nhiều loại hợp kim có những tính chất hoá học, vật lí và cơ học rất quý, nên hợp kim được sử dụng rộng rãi trong các ngành kinh tế quốc dân.

Ngành công nghiệp chế tạo máy bay, ôtô, tên lửa, tàu vũ trụ cần những hợp kim nhẹ, bền, chịu được nhiệt độ cao và áp suất lớn. Ngành công nghiệp dầu mỏ, công nghiệp hoá chất cần những hợp kim có tính bền hoá học và cơ học cao. Thép được dùng rộng rãi trong xây dựng và chế tạo máy. Các đồ dùng gia đình thường được làm bằng các hợp kim không gỉ, vẻ sáng đẹp và không độc hại,...

BÀI TẬP

1. So với nguyên tử phi kim cùng chu kì, nguyên tử kim loại

   A. thường có bán kính nguyên tử nhỏ hơn

   B. thường có năng lượng ion hoá nhỏ hơn

   C. thường dễ nhận electron trong các phản ứng hoá học

   D. thường có số electron ở các phân lớp ngoài cùng nhiều hơn.

2. Cấu hình electron nào sau đây là của nguyên tử kim loại ?

   A. $1s^22s^22p^63s^23p^4$ B. $1s^22s^22p^63s^23p^5$

   C. $1s^22s^22p^63s^1$ D. $1s^22s^22p^6$.

3. Phát biểu nào sau đây là phù hợp với tính chất hoá học chung của kim loại ?

   A. Kim loại có tính khử, nó bị khử thành ion âm

   B. Kim loại có tính oxi hoá, nó bị oxi hoá thành ion dương

   C. Kim loại có tính khử, nó bị oxi hoá thành ion dương

   D. Kim loại có tính oxi hoá, nó bị khử thành ion âm.

4. Người ta nói rằng, những tính chất vật lí chung của kim loại như tính dẻo, tính dẫn điện, tính dẫn nhiệt, ánh kim chủ yếu là do những electron tự do trong kim loại gây ra.

   Đúng hay sai ? Hãy giải thích.

5. Hãy cho biết vị trí của những nguyên tố kim loại trong bảng tuần hoàn. Vị trí của kim loại có tính khử mạnh nhất và vị trí của phi kim có tính oxi hoá mạnh nhất. Viết cấu hình electron lớp ngoài cùng của nguyên tử hai nguyên tố này.

6. Viết cấu hình electron nguyên tử của các nguyên tố kim loại Na, Mg, Ca, Fe và các ion của chúng Na^+, Mg^{2+}, Ca^{2+}, Fe^{2+}, Fe^{3+}.

7. Cho một lá sắt nhỏ vào dung dịch chứa một trong những muối sau : $AlCl_3$, $CuSO_4$, $Pb(NO_3)_2$, $ZnCl_2$, $NaNO_3$.

   a) Trường hợp nào xảy ra phản ứng hoá học ? Vai trò của những chất tham gia ?

   b) Viết phương trình hoá học của phản ứng dưới dạng ion rút gọn.

8. Cho Cu tác dụng với dung dịch $Fe_2(SO_4)_3$ thu được dung dịch hỗn hợp $FeSO_4$ và $CuSO_4$. Thêm một ít bột sắt vào dung dịch hỗn hợp, nhận thấy bột sắt bị hoà tan.

   a) Viết các phương trình hoá học của phản ứng xảy ra dưới dạng phân tử và ion thu gọn.

   b) So sánh tính khử của các đơn chất kim loại và tính oxi hoá của các ion kim loại.

9. Có những trường hợp sau :

a) Dung dịch $FeSO_4$ lẫn tạp chất $CuSO_4$. Hãy giới thiệu một phương pháp hoá học đơn giản có thể loại bỏ được tạp chất. Giải thích và viết phương trình hoá học dưới dạng phân tử và ion rút gọn.

b) Bột Cu có lẫn tạp chất là bột Zn và bột Pb. Hãy giới thiệu một phương pháp hoá học đơn giản để loại bỏ tạp chất. Giải thích và viết phương trình hoá học dạng phân tử và dạng ion rút gọn.

10. Giải thích về sự thay đổi của khối lượng lá Zn khi ngâm nó trong mỗi dung dịch sau :

a) $CuSO_4$ b) $CdCl_2$

c) $AgNO_3$ d) $NiSO_4$.

Biết rằng Zn^{2+} có tính oxi hoá yếu hơn Cd^{2+}.

Viết phương trình hoá học dưới dạng ion rút gọn.

11. Có hai lá kim loại cùng chất, cùng khối lượng, có khả năng bị oxi hoá đến số oxi hoá +2. Một lá được ngâm trong dung dịch $Pb(NO_3)_2$ và lá kia được ngâm trong dung dịch $Cu(NO_3)_2$. Sau một thời gian người ta lấy các lá kim loại ra khỏi dung dịch, rửa nhẹ, làm khô. Nhận thấy khối lượng lá kim loại ngâm trong muối chì tăng thêm 19%, khối lượng lá kim loại kia giảm 9,6%. Giả thiết rằng, trong hai phản ứng trên, khối lượng kim loại bị hoà tan như nhau. Hãy xác định tên của kim loại đã dùng.

12. Hai lá kim loại cùng chất, có khối lượng bằng nhau : Một được ngâm vào dung dịch $Cd(NO_3)_2$, một được ngâm vào dung dịch $Pb(NO_3)_2$. Khi phản ứng, kim loại đều bị oxi hoá thành ion kim loại 2+. Sau một thời gian, lấy các lá kim loại ra khỏi dung dịch thì thấy khối lượng lá kim loại được ngâm trong muối cađimi tăng thêm 0,47% ; còn khối lượng lá kim loại kia tăng thêm 1,42%. Giả thiết rằng, trong hai phản ứng trên khối lượng kim loại tham gia phản ứng là như nhau. Hãy xác định tên của kim loại đã dùng.

Bài 20 DÃY ĐIỆN HOÁ CỦA KIM LOẠI

- Biết khái niệm cặp oxi hoá – khử, pin điện hoá, cấu tạo của pin điện hoá, sự di chuyển của các phần tử mang điện trong pin điện hoá.
- Biết dãy thế điện cực chuẩn của kim loại, cách xác định thế điện cực chuẩn và những phản ứng hoá học xảy ra trên các điện cực của pin điện hoá.
- Biết dự đoán chiều của phản ứng oxi hoá – khử, tính thế điện cực chuẩn của cặp oxi hoá – khử trong pin điện hoá, tính suất điện động chuẩn của pin điện hoá.

I – KHÁI NIỆM VỀ CẶP OXI HOÁ – KHỬ CỦA KIM LOẠI

Trong phản ứng hoá học, cation kim loại có thể nhận electron để trở thành nguyên tử kim loại và ngược lại, nguyên tử kim loại có thể nhường electron để trở thành cation kim loại.

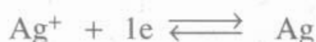
Thí dụ :



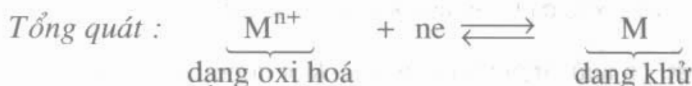
$$Fe^{2+} + 2e \rightleftarrows Fe$$



$$Cu^{2+} + 2e \rightleftarrows Cu$$

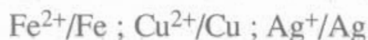


$$Ag^{+} + 1e \rightleftarrows Ag$$



Tổng quát : $$\underbrace{M^{n+}}_{\text{dạng oxi hoá}} + ne \rightleftarrows \underbrace{M}_{\text{dạng khử}}$$

Dạng oxi hoá và dạng khử của cùng một nguyên tố kim loại tạo nên cặp oxi hoá – khử. Các cặp oxi hoá – khử trên được viết như sau :



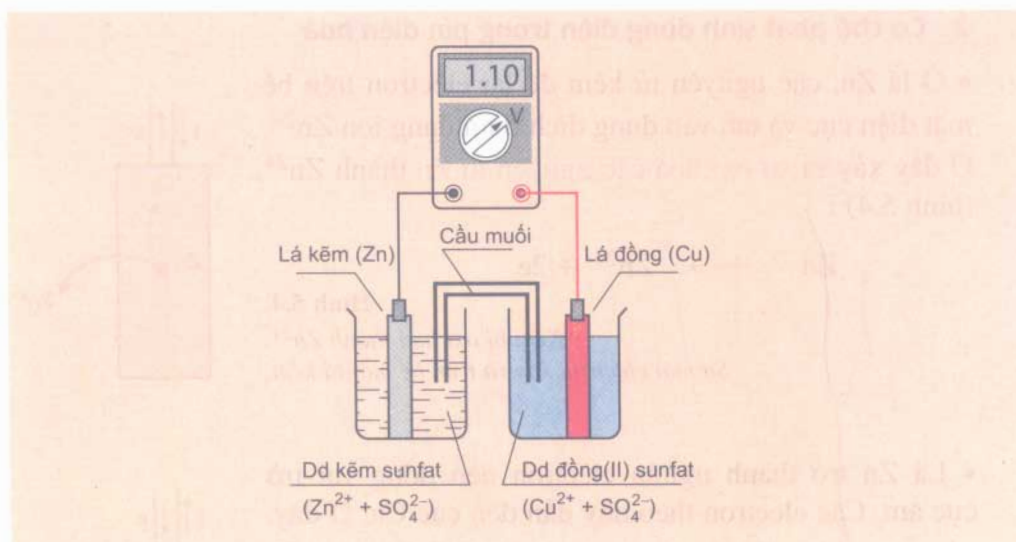
$$Fe^{2+}/Fe \; ; \; Cu^{2+}/Cu \; ; \; Ag^{+}/Ag$$

Tổng quát : M^{n+}/M

II – PIN ĐIỆN HOÁ

1. Khái niệm về pin điện hoá, suất điện động và thế điện cực

• Hai cốc thuỷ tinh, một cốc chứa 50 ml dung dịch $CuSO_4$ 1M, cốc kia chứa 50 ml dung dịch $ZnSO_4$ 1M. Nhúng một lá Cu vào dung dịch $CuSO_4$, một lá Zn vào dung dịch $ZnSO_4$. Nối hai dung dịch bằng một ống hình chữ U đựng dung dịch NH_4NO_3 (hoặc KNO_3). Ống này được gọi là cầu muối. Thiết bị nói trên được gọi là pin điện hoá (hình 5.3), vì khi nối hai lá kim loại bằng một dây dẫn sẽ đo được một dòng điện đi từ lá Cu (điện cực +) đến lá Zn (điện cực –).



Hình 5.3. *Pin điện hoá Zn–Cu*

• Sự xuất hiện dòng điện đi từ cực đồng sang cực kẽm chứng tỏ rằng có sự chênh lệch điện thế giữa hai điện cực nói trên, tức là trên mỗi điện cực đã xuất hiện một thế điện cực nhất định.

Hiệu điện thế lớn nhất giữa hai điện cực (E_{pin}), tức là hiệu của thế điện cực dương ($E_{(+)}$) với thế điện cực âm ($E_{(-)}$) được gọi là suất điện động của pin điện hoá ($E_{pin} = E_{(+)} - E_{(-)}$).

Suất điện động của pin điện hoá luôn là số dương và phụ thuộc vào bản chất của kim loại làm điện cực, nồng độ dung dịch và nhiệt độ.

Suất điện động của pin điện hoá khi nồng độ ion kim loại đều bằng 1M (ở 25°C) gọi là suất điện động chuẩn và được kí hiệu là E^o_{pin}. Tương tự trên ta có :

$E^o_{pin} = E^o_{(+)} - E^o_{(-)}$. Đối với pin điện hoá Zn–Cu như ở hình 5.3 ta có :

$E^o_{pin} = E^o_{(Cu^{2+}/Cu)} - E^o_{(Zn^{2+}/Zn)}$.

Suất điện động có thể đo(*) được bằng một vôn kế có điện trở lớn. Vôn kế (hình 5.3) cho biết suất điện động của pin điện hoá nói trên : (E_{pin}) = 1,10 V.

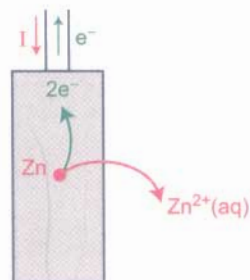
(*) Suất điện động của pin điện hoá có thể đo chính xác bằng phương pháp bổ chính hoặc bằng vôn kế có điện trở rất lớn với độ chính xác thấp hơn.

2. Cơ chế phát sinh dòng điện trong pin điện hoá

• Ở lá Zn, các nguyên tử kẽm để lại electron trên bề mặt điện cực và tan vào dung dịch dưới dạng ion Zn^{2+}. Ở đây xảy ra sự oxi hoá các nguyên tử Zn thành Zn^{2+} (hình 5.4) :

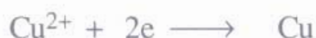


$$Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e$$

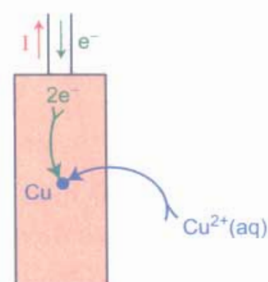


Hình 5.4.
Kẽm bị oxi hoá thành Zn^{2+}.
Sự mất electron xảy ra trên bề mặt lá kẽm.

• Lá Zn trở thành nguồn electron nên đóng vai trò cực âm. Các electron theo dây dẫn đến cực Cu. Ở đây, xảy ra sự khử các ion Cu^{2+} trong dung dịch thành Cu bám trên bề mặt lá Cu (hình 5.5) :

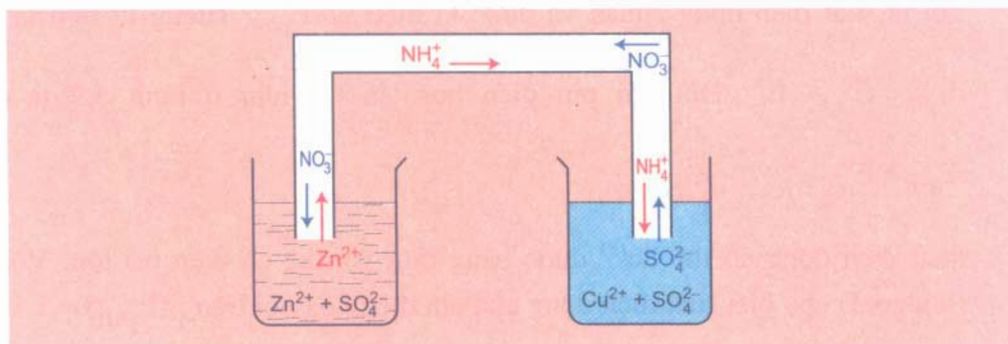


$$Cu^{2+} + 2e \longrightarrow Cu$$



Hình 5.5.
Ion Cu^{2+} bị khử thành Cu.
Sự nhận electron xảy ra trên bề mặt lá đồng.

• Trong cầu muối, các cation NH_4^+ (hoặc K^+) di chuyển sang cốc đựng dung dịch $CuSO_4$, các anion NO_3^- di chuyển sang cốc đựng dung dịch $ZnSO_4$ làm cân bằng điện tích, nên các dung dịch luôn trung hoà điện (hình 5.6).



Hình 5.6. *Sự di chuyển của các ion trong cầu muối khi pin hoạt động.*

Ở mạch ngoài (dây dẫn), dòng electron đi từ cực kẽm sang cực đồng, nghĩa là, theo quy ước của điện học, dòng điện đi từ cực đồng sang cực kẽm(*). Vì thế, điện cực kẽm được gọi là ***anot.*** Theo cơ chế trên, anot là nơi xảy ra sự oxi hoá. Điện cực đồng gọi là ***catot***. Về bản chất điện hoá học thì catot là nơi xảy ra sự khử ion Cu^{2+}.

Trong pin điện hoá, anot là cực âm, còn catot là cực dương.

• Các phản ứng oxi hoá và khử xảy ra trên bề mặt các điện cực của pin điện hoá nói trên có thể được viết tổng hợp lại bằng phương trình ion rút gọn :



$$Zn + Cu^{2+} \longrightarrow Cu + Zn^{2+}$$

Như vậy, trong pin điện hoá Zn – Cu đã xảy ra phản ứng oxi hoá – khử : Cu^{2+} (chất oxi hoá mạnh hơn) đã oxi hoá Zn (chất khử mạnh hơn) thành Zn^{2+} (chất oxi hoá yếu hơn) và Cu (chất khử yếu hơn) và năng lượng hoá học của phản ứng oxi hoá – khử đã chuyển hoá thành điện năng.

III – THẾ ĐIỆN CỰC CHUẨN CỦA KIM LOẠI

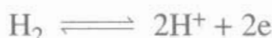
Như đã nói ở trên, suất điện động chuẩn, tức là hiệu các thế điện cực của các điện cực chuẩn đo được bằng vôn kế. Nhưng không thể đo được giá trị tuyệt đối thế điện cực của các điện cực chuẩn. Để giải quyết khó khăn này, người ta đưa ra một điện cực so sánh và chấp nhận một cách quy ước rằng thế điện cực của nó bằng không. Đó là điện cực hiđro chuẩn.

1. Điện cực hiđro chuẩn

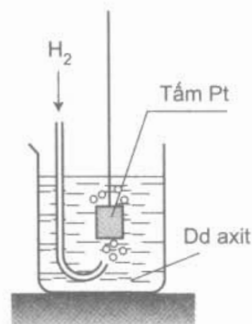
• Cấu tạo của điện cực hiđro chuẩn (hình 5.7) gồm một tấm platin được phủ muội platin, nhúng trong dung dịch axit có nồng độ ion H^+ là 1M. Bề mặt điện cực hấp phụ khí hiđro, được thổi liên tục vào dung dịch dưới áp suất 1 atm. Như vậy, trên bề mặt điện cực hiđro xảy ra cân bằng oxi hoá – khử của cặp oxi hoá – khử $2H^+/H_2$:

$$H_2 \rightleftharpoons 2H^+ + 2e$$

• Người ta chấp nhận một cách quy ước rằng thế điện cực của điện cực hiđro chuẩn bằng 0,00V ở mọi nhiệt độ, tức là :



$$E^o_{2H^+/H_2} = 0,00V$$



Hình 5.7.
Sơ đồ của điện cực hiđro chuẩn

(*) Trong điện học người ta quy ước rằng chiều dòng điện là chiều chuyển dời của các điện tích dương.

2. Thế điện cực chuẩn của kim loại

Điện cực kim loại mà nồng độ ion kim loại trong dung dịch bằng 1M được gọi là điện cực chuẩn.

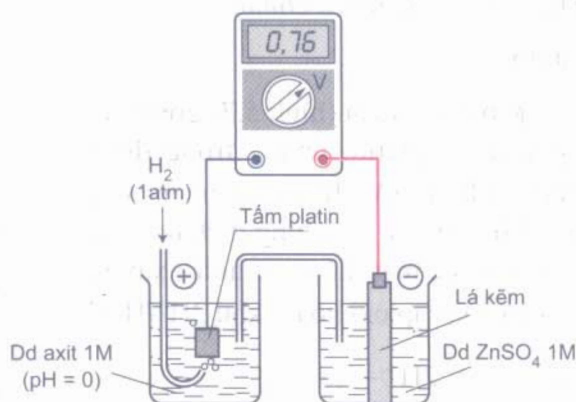
Để xác định thế điện cực chuẩn của kim loại nào đó, ta thiết lập một pin điện hoá gồm : điện cực chuẩn của kim loại cần xác định với điện cực hiđro chuẩn, thí dụ như ở hình 5.8. Vì thế điện cực của điện cực hiđro chuẩn được quy ước bằng không, nên thế điện cực chuẩn của kim loại cần đo được chấp nhận bằng suất điện động của pin tạo bởi điện cực hiđro chuẩn và điện cực chuẩn của kim loại cần đo.

Trong pin điện hoá nói trên, nếu kim loại đóng vai trò cực âm, thì thế điện cực chuẩn của kim loại có giá trị âm. Còn nếu kim loại đóng vai trò cực dương, thì thế điện cực chuẩn của kim loại có giá trị dương.

Trong các bảng số liệu thường người ta cho giá trị thế điện cực chuẩn ở 25°C.

Thí dụ 1 : Xác định thế điện cực chuẩn của cặp Zn^{2+}/Zn

Cho pin điện hoá Zn – H_2 như ở hình 5.8. Điện kế cho biết dòng điện đi từ điện cực hiđro chuẩn sang điện cực kẽm chuẩn và suất điện động của pin bằng 0,76V. Như vậy Zn là cực âm (anot), thế điện cực chuẩn của cặp Zn^{2+}/Zn là –0,76V (kí hiệu là $E^o_{Zn^{2+}/Zn} = -0,76V$).



Hình 5.8. *Thí nghiệm xác định thế điện cực chuẩn của cặp Zn^{2+}/Zn*

Phản ứng xảy ra trên điện cực âm (anot) : $Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e$

Phản ứng xảy ra trên điện cực dương (catot) : $2H^+ + 2e \longrightarrow H_2$

Phản ứng oxi hoá – khử xảy ra trong pin điện hoá : $Zn + 2H^+ \longrightarrow Zn^{2+} + H_2$

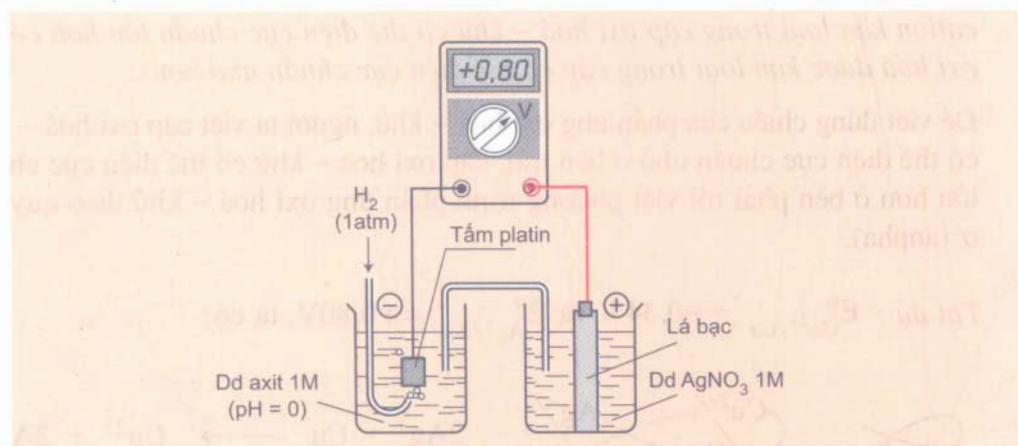
Thí dụ 2 : Xác định thế điện cực chuẩn của cặp Ag^+/Ag

Cho pin điện hoá H_2–Ag như ở hình 5.9. Điện kế cho biết dòng điện ở mạch ngoài đi từ điện cực bạc chuẩn sang điện cực hiđro chuẩn và suất điện động của pin bằng 0,80V. Như vậy, thế điện cực chuẩn của cặp Ag^+/Ag là +0,80V (kí hiệu là $E^o_{Ag^+/Ag} = +0,80V$).

Phản ứng xảy ra trên điện cực âm (anot) : $H_2 \longrightarrow 2H^+ + 2e$

Phản ứng xảy ra trên điện cực dương (catot) : $Ag^+ + e \longrightarrow Ag$

Phản ứng oxi hoá – khử xảy ra trong pin điện hoá : $2Ag^+ + H_2 \longrightarrow 2Ag + 2H^+$



Hình 5.9. *Thí nghiệm xác định thế điện cực chuẩn của cặp Ag^+/Ag.*

IV – DÃY THẾ ĐIỆN CỰC CHUẨN CỦA KIM LOẠI

Dãy thế điện cực chuẩn của kim loại là dãy sắp xếp các kim loại theo thứ tự tăng dần thế điện cực chuẩn.

Dưới đây là dãy thế điện cực chuẩn ở 25°C của một số cặp oxi hoá – khử M^{n+}/M (M là những kim loại thông dụng) có trị số tính ra vôn (V) :

K^+/K	Na^+/Na	Mg^{2+}/Mg	Al^{3+}/Al	Zn^{2+}/Zn	Fe^{2+}/Fe	Ni^{2+}/Ni	Sn^{2+}/Sn	Pb^{2+}/Pb	$2H^+/H_2$	Cu^{2+}/Cu	Ag^+/Ag	Au^{3+}/Au
– 2,93	– 2,71	– 2,37	– 1,66	– 0,76	– 0,44	– 0,26	– 0,14	– 0,13	0,00	+ 0,34	+ 0,80	+ 1,50

V – Ý NGHĨA CỦA DÃY THẾ ĐIỆN CỰC CHUẨN CỦA KIM LOẠI

1. So sánh tính oxi hoá – khử

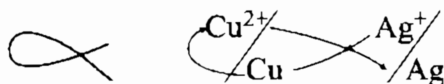
Trong dung môi nước, thế điện cực chuẩn của kim loại $E^o_{M^{n+}/M}$ càng lớn thì tính oxi hoá của cation M^{n+} càng mạnh và tính khử của kim loại M càng yếu. Ngược lại, $E^o_{M^{n+}/M}$ càng nhỏ thì tính oxi hoá của cation M^{n+} càng yếu và tính khử của kim loại M càng mạnh.

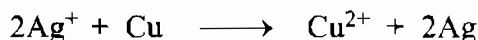
2. Xác định chiều của phản ứng oxi hoá - khử

a) Kim loại của cặp oxi hoá – khử có thế điện cực chuẩn nhỏ hơn khử được cation kim loại của cặp oxi hoá – khử có thế điện cực chuẩn lớn hơn (*nói cách khác, cation kim loại trong cặp oxi hoá – khử có thế điện cực chuẩn lớn hơn có thể oxi hoá được kim loại trong cặp có thế điện cực chuẩn nhỏ hơn*).

Để viết đúng chiều của phản ứng oxi hoá – khử, người ta viết cặp oxi hoá – khử có thế điện cực chuẩn nhỏ ở bên trái, cặp oxi hoá – khử có thế điện cực chuẩn lớn hơn ở bên phải rồi viết phương trình phản ứng oxi hoá – khử theo quy tắc α (anpha).

Thí dụ : $E^o_{Cu^{2+}/Cu} = +0,34$ V và $E^o_{Ag^+/Ag} = +0,80$V, ta có:



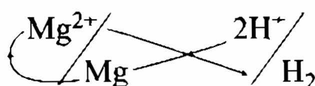


$$2Ag^+ + Cu \longrightarrow Cu^{2+} + 2Ag$$

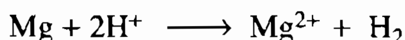
Chữ anpha Quy tắc α

b) Kim loại trong cặp oxi hoá – khử có thế điện cực chuẩn âm khử được ion hiđro của dung dịch axit (nói cách khác, cation H^+ trong cặp $2H^+/H_2$ có thể oxi hoá được kim loại trong cặp oxi hoá – khử có thế điện cực chuẩn âm).

Thí dụ : $E^o_{Mg^{2+}/Mg} = -2,37$ V và $E^o_{2H^+/H_2} = 0,00$ V, ta có :



Phản ứng oxi hoá – khử xảy ra theo chiều cation H^+ trong dung dịch axit oxi hoá Mg thành cation Mg^{2+} và cation H^+ bị khử thành H_2 :



$$Mg + 2H^+ \longrightarrow Mg^{2+} + H_2$$

3. Xác định suất điện động chuẩn của pin điện hoá

Suất điện động chuẩn của pin điện hoá (E^o_{pin}) bằng thế điện cực chuẩn của cực dương trừ đi thế điện cực chuẩn của cực âm. Suất điện động của pin điện hoá luôn là số dương.

Thí dụ :

Suất điện động chuẩn của pin điện hoá Zn–Cu :

$$E^o_{pin} = E^o_{Cu^{2+}/Cu} - E^o_{Zn^{2+}/Zn}$$

$$= 0,34V - (-0,76V)$$

$$= 1,10V$$

Suất điện động chuẩn của pin điện hoá Zn–Pb :

$$E^o_{pin} = E^o_{Pb^{2+}/Pb} - E^o_{Zn^{2+}/Zn}$$

$$= -0,13V - (-0,76V)$$

$$= 0,63V$$

4. Xác định thế điện cực chuẩn của cặp oxi hoá – khử

Ta có thể xác định được thế điện cực chuẩn của cặp oxi hoá – khử khi biết suất điện động chuẩn của pin điện hoá (E^o_{pin}) và thế điện cực chuẩn của cặp oxi hoá – khử còn lại.

Thí dụ :

Hãy xác định thế điện cực chuẩn của cặp oxi hoá – khử Ni^{2+}/Ni ($E^o_{Ni^{2+}/Ni}$).

Biết $E^o_{pin(Ni-Cu)} = 0,60V$ và $E^o_{Cu^{2+}/Cu} = +0,34V$. Cực (+) là điện cực đồng.

$$E^o_{pin} = E^o_{Cu^{2+}/Cu} - E^o_{Ni^{2+}/Ni}$$

$$E^o_{Ni^{2+}/Ni} = E^o_{Cu^{2+}/Cu} - E^o_{pin}$$

$$= +0,34V - 0,60V = -0,26V$$

BÀI TẬP

1. Trong pin điện hoá, sự oxi hoá

A. chỉ xảy ra ở cực âm

B. chỉ xảy ra ở cực dương

C. xảy ra ở cực âm và cực dương

D. không xảy ra ở cực âm và cực dương

2. Trong pin điện hoá Zn –Cu cặp chất nào sau đây phản ứng được với nhau ?

A. $Zn^{2+} + Cu^{2+}$

B. Zn^{2+} + Cu

C. Cu^{2+} + Zn

D. Cu + Zn.

3. Cho các kim loại : Na, Mg, Al, Cu, Ag. Hãy viết các cặp oxi hoá – khử tạo bởi các kim loại đó và sắp xếp chúng theo thứ tự giảm dần tính oxi hoá.

4. Có những pin điện hoá được cấu tạo bởi các cặp oxi hoá – khử sau :

a) Pb^{2+}/Pb và Fe^{2+}/Fe

b) Ag^+/Ag và Fe^{2+}/Fe

c) Ag^+/Ag và Pb^{2+}/Pb

Hãy cho biết :

– Dấu và tên của các điện cực trong mỗi pin điện hoá.

– Những phản ứng xảy ra ở các điện cực và phản ứng oxi hoá – khử trong mỗi pin điện hoá.

5. Suất điện động chuẩn của pin điện hoá Sn – Ag là

A. 0,66V

B. 0,79V

C. 0,94V

D. 1,09V.

6. Hãy cho biết chiều của phản ứng hoá học xảy ra giữa các cặp oxi hoá – khử : Ag^+/Ag ; Al^{3+}/Al và $2H^+/H_2$. Giải thích và viết phương trình hoá học.

7. Biết phản ứng oxi hoá – khử xảy ra trong một pin điện hoá là :

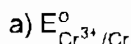
$$Fe + Ni^{2+} \longrightarrow Fe^{2+} + Ni$$

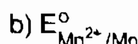
a) Hãy xác định các điện cực âm và dương của pin điện hoá.

b) Viết phương trình của phản ứng oxi hoá và phản ứng khử xảy ra trên mỗi điện cực.

c) Tính suất điện động chuẩn của pin điện hoá.

8. Tính thế điện cực chuẩn E° của những cặp oxi hoá – khử sau :

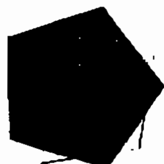

a) $E^o_{Cr^{3+}/Cr}$


b) $E^o_{Mn^{2+}/Mn}$

Biết : – Suất điện động chuẩn của các pin điện hoá :

Cr–Ni là +0,48 V và của pin Cd–Mn là +0,79 V

– Thế điện cực chuẩn $E^o_{Cd^{2+}/Cd} = -0,40$ V và $E^o_{Ni^{2+}/Ni} = -0,26$ V



LUYỆN TẬP

TÍNH CHẤT CỦA KIM LOẠI

- Củng cố kiến thức về tính chất của kim loại.
- Củng cố những khái niệm về cặp oxi hoá – khử của kim loại, pin điện hoá (dãy thế điện cực chuẩn của cặp oxi hoá – khử và suất điện động chuẩn của pin điện hoá), phản ứng giữa các cặp oxi hoá – khử.
- Rèn luyện kĩ năng giải các bài tập có liên quan.

I – NHỮNG KIẾN THỨC CẦN NHỚ

1. Tính chất chung của kim loại

– Tính chất vật lí chung của kim loại như tính dẻo, dẫn điện, dẫn nhiệt, ánh kim chủ yếu do các electron tự do trong kim loại gây ra.

– Tính chất hoá học chung của kim loại là tính khử, do nguyên tử kim loại dễ nhường electron hoá trị trong các phản ứng hoá học.

2. Cặp oxi hoá – khử của kim loại

Dạng oxi hoá (M^{n+}) và dạng khử (M) của cùng một kim loại tạo nên một cặp oxi hoá – khử, giữa chúng có mối quan hệ :



$$M^{n+} + ne \rightleftharpoons M$$

(cặp oxi hoá – khử của kim loại được viết là M^{n+}/M)

3. Pin điện hoá

Pin điện hoá là thiết bị trong đó năng lượng của phản ứng oxi hoá – khử chuyển thành điện năng.

Pin điện hoá tạo bởi hai cặp oxi hoá – khử, trong đó :

– Ở cực âm xảy ra sự oxi hoá chất khử.

– Ở cực dương xảy ra sự khử chất oxi hoá.

Suất điện động của pin điện hoá luôn có trị số dương.

4. Dãy thế điện cực chuẩn của kim loại

– Điện cực hiđro chuẩn có thế điện cực chuẩn quy ước bằng 0,00 V. Thế điện cực chuẩn của kim loại là suất điện động của pin tạo bởi điện cực hiđro chuẩn và tấm kim loại nhúng vào dung dịch muối của nó với nồng độ ion kim loại bằng 1M.

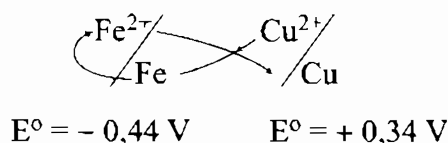
– Thế điện cực chuẩn của cặp oxi hoá – khử của một kim loại nào đó có giá trị càng lớn thì khả năng oxi hoá của cation kim loại càng mạnh và khả năng khử của kim loại càng yếu và ngược lại.

– Kim loại trong cặp oxi hoá – khử có thế điện cực chuẩn nhỏ hơn khử được cation kim loại trong cặp oxi hoá – khử có thế điện cực chuẩn lớn hơn. Kim loại trong cặp oxi hoá – khử có thế điện cực chuẩn âm khử được ion H^+ của dung dịch axit.

– Phản ứng giữa hai cặp oxi hoá – khử xảy ra theo quy tắc : Chất oxi hoá của cặp oxi hoá – khử có thế điện cực chuẩn lớn hơn sẽ oxi hoá chất khử của cặp oxi hoá – khử có thế điện cực chuẩn nhỏ hơn (quy tắc α).

– Suất điện động chuẩn của pin điện hoá (E^o_{pin}) bằng thế điện cực chuẩn của cực dương trừ đi thế điện cực chuẩn của cực âm ; E^o_{pin} luôn luôn có giá trị dương.

Thí dụ : Pin điện hoá tạo bởi hai cặp oxi hoá – khử Fe^{2+}/Fe và Cu^{2+}/Cu có thế điện cực chuẩn ghi như sau :



$E^o = -0,44$ V $\qquad E^o = +0,34$ V

+ Phản ứng xảy ra trong pin : $Cu^{2+} + Fe \longrightarrow Fe^{2+} + Cu$

Ở cực dương xảy ra sự khử : $Cu^{2+} + 2e \longrightarrow Cu$

Ở cực âm xảy ra sự oxi hoá : $Fe \longrightarrow Fe^{2+} + 2e$

+ Suất điện động của pin : $E^o_{pin} = 0,34V - (-0,44V) = 0,78V.$

II – BÀI TẬP

1. a) Phản ứng hoá học xảy ra trong pin điện hoá :



$$2Cr + 3Cu^{2+} \longrightarrow 2Cr^{3+} + 3Cu$$

E^o của pin điện hoá là :

A. 0,40 V B. 1,08 V C. 1,25 V D. 2,5 V.

Biết $E^o_{Cu^{2+}/Cu} = +0,34$ V ; $E^o_{Cr^{3+}/Cr} = -0,74$ V

b) Phản ứng hoá học xảy ra trong pin điện hoá :



$$2Au^{3+} + 3Ni \longrightarrow 2Au + 3Ni^{2+}$$

E^o của pin điện hoá là :

A. 3,75 V B. 2,25 V C. 1,76 V D. 1,25 V.

2. a) Chất nào sau đây có thể oxi hoá Zn thành Zn^{2+} ?

A. Fe B. Ag^+ C. Al^{3+} D. Ca^{2+}.

b) Kim loại Zn có thể khử được ion nào sau đây ?

A. Na^+ B. H^+ C. Ca^{2+} D. Mg^{2+}.

3. Trong quá trình pin điện hoá Zn – Ag hoạt động, ta nhận thấy

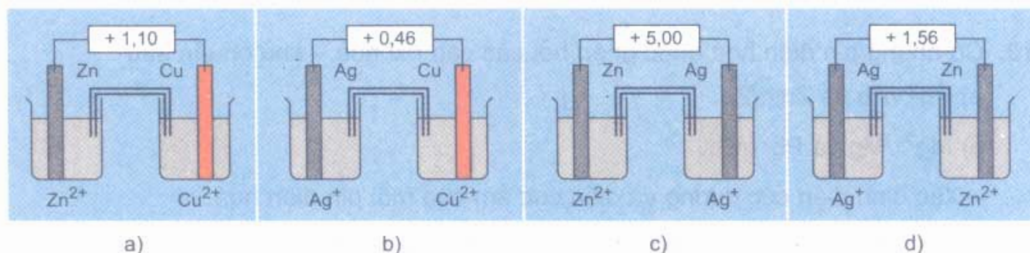
A. khối lượng của điện cực Zn tăng

B. khối lượng của điện cực Ag giảm

C. nồng độ của ion Zn^{2+} trong dung dịch tăng

D. nồng độ của ion Ag^+ trong dung dịch tăng.

4. Dưới đây là hình vẽ của 4 sơ đồ pin điện hoá chuẩn. Hãy chỉ ra những chỗ sai và sửa lại cho đúng.



a) b) c) d)

Cho biết : $E^o_{Ag^+/Ag} = +0,80$ V

$E^o_{Cu^{2+}/Cu} = +0,34$ V

$E^o_{Zn^{2+}/Zn} = -0,76$ V

5. Khi nhúng một lá Zn vào dung dịch muối Co^{2+} thì thấy có một lớp kim loại Co phủ ngoài lá kẽm. Khi nhúng lá Pb vào dung dịch muối trên thì không thấy hiện tượng nào xảy ra.

a) Kim loại nào có tính khử mạnh nhất trong số ba kim loại trên ?

b) Cation nào có tính oxi hoá mạnh nhất trong số ba cation kim loại trên ?

c) Sắp xếp các cặp oxi hoá – khử của những kim loại trên theo chiều tính oxi hoá của cation tăng dần.

d) Viết phương trình hoá học của phản ứng xảy ra giữa các cặp oxi hoá – khử.

6. Hãy giải thích hiện tượng thí nghiệm : Ngâm một lá Zn nhỏ, tinh khiết trong dung dịch HCl thấy bọt khí H_2 thoát ra ít và chậm. Nếu nhỏ thêm vài giọt dung dịch $CuSO_4$ thấy bọt khí H_2 thoát ra rất nhiều và nhanh hơn.

7. Cho các cặp oxi hoá – khử sau : Ag^+/Ag ; Fe^{2+}/Fe ; Zn^{2+}/Zn.

a) Hãy viết phương trình của các phản ứng chuyển đổi giữa cation kim loại và nguyên tử kim loại trong mỗi cặp.

b) Hãy cho biết trong các cặp oxi hoá – khử đã cho, chất nào có tính

– oxi hoá mạnh nhất ; – oxi hoá yếu nhất ;

– khử mạnh nhất ; – khử yếu nhất.

8. Hãy tính thế điện cực chuẩn của cặp oxi hoá – khử $E^o_{Zn^{2+}/Zn}$. Biết rằng

$E^o_{pin(Zn-Cu)} = 1,10V$ và $E^o_{Cu^{2+}/Cu} = +0,34V$.

9. Có những pin điện hoá được tạo thành từ những cặp oxi hoá – khử sau :

a) Pb^{2+}/Pb và Fe^{2+}/Fe b) Ag^+/Ag và Fe^{2+}/Fe c) Ag^+/Ag và Pb^{2+}/Pb

Hãy tính suất điện động chuẩn của mỗi pin điện hoá.

Biết rằng : $E^o_{Ag^+/Ag} = +0,80V$; $E^o_{Pb^{2+}/Pb} = -0,13V$; $E^o_{Fe^{2+}/Fe} = -0,44V$

10. Có những pin điện hoá được ghép bởi các cặp oxi hoá – khử chuẩn sau :

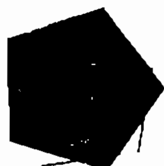
a) Pb^{2+}/Pb và Zn^{2+}/Zn;

b) Mg^{2+}/Mg và Pb^{2+}/Pb.

– Xác định điện cực dương và điện cực âm của mỗi pin điện hoá.

– Viết phương trình hoá học của phản ứng xảy ra ở các điện cực của mỗi pin và phương trình hoá học dạng ion thu gọn của mỗi pin điện hoá khi phóng điện.

– Xác định suất điện động chuẩn của các pin điện hoá trên.



SỰ ĐIỆN PHÂN

- Biết khái niệm sự điện phân, các trường hợp điện phân chất điện li nóng chảy và dung dịch nước của chất điện li.
- Hiểu những phản ứng oxi hoá – khử xảy ra ở các điện cực trong quá trình điện phân.
- Biết ứng dụng của sự điện phân.

I – KHÁI NIỆM

1. Thí dụ

Khi cho dòng điện một chiều đi qua muối NaCl nóng chảy, ở điện cực dương (nối với cực dương của nguồn điện) có khí clo thoát ra, còn ở cực âm (nối với cực âm của nguồn) người ta thu được kim loại natri. Quá trình này được gọi là sự điện phân muối NaCl nóng chảy, trong đó đã xảy ra các phản ứng sau đây :

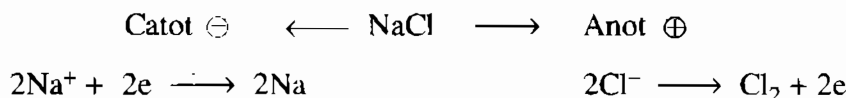
– NaCl nóng chảy phân li thành ion : $NaCl \longrightarrow Na^+ + Cl^-$

Dưới tác dụng của điện trường, ion âm chuyển về điện cực dương, ion dương chuyển về cực âm.

– Ở cực dương (anot) xảy ra sự oxi hoá ion Cl^- : $2Cl^-\ (l) \longrightarrow Cl_2\ (k) + 2e$.
Khi nghiên cứu pin điện hoá, chúng ta đã biết rằng trên anot xảy ra sự oxi hoá. Vì thế mà cực dương của thiết bị điện phân được gọi là anot(*).

– Ở cực âm (catot) xảy ra sự khử ion Na^+ : $2Na^+\ (l) + 2e \longrightarrow 2Na\ (l)$

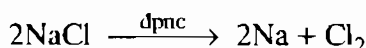
Sự điện phân NaCl nóng chảy có thể biểu diễn ngắn gọn bằng sơ đồ :



$$\text{Catot} \ominus \longleftarrow NaCl \longrightarrow \text{Anot} \oplus$$

$$2Na^+ + 2e \longrightarrow 2Na \qquad\qquad 2Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2e$$

Phương trình của sự điện phân là :



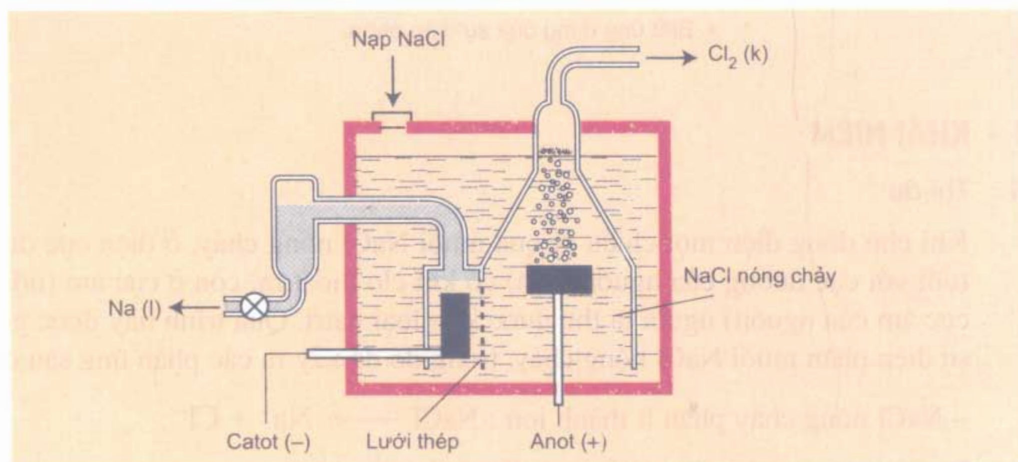
$$2NaCl \xrightarrow{\text{đpnc}} 2Na + Cl_2$$

(*) Như thế, quan niệm về anot, catot trong pin điện hoá và trong bình điện phân hoàn toàn giống nhau về bản chất (anot là nơi xảy ra sự oxi hoá, catot là nơi xảy ra sự khử), nhưng ngược nhau về dấu của điện cực. Trong pin anot là cực âm, catot là cực dương, còn trong bình điện phân thì ngược lại. Sự trái ngược ấy là dĩ nhiên, vì sự phát sinh dòng điện trong pin điện hoá và sự điện phân là hai quá trình trái ngược nhau.

2. Khái niệm

Sự điện phân là quá trình oxi hoá – khử xảy ra ở bề mặt các điện cực khi có dòng điện một chiều đi qua chất điện li nóng chảy hoặc dung dịch chất điện li

Như vậy, sự điện phân là quá trình sử dụng điện năng để tạo ra sự biến đổi hoá học.



Hình 5.10. *Sơ đồ thùng điện phân NaCl nóng chảy để điều chế natri*

II – SỰ ĐIỆN PHÂN CÁC CHẤT ĐIỆN LI

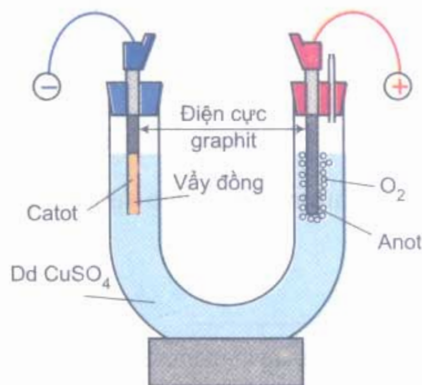
1. Điện phân chất điện li nóng chảy

Ngoài quá trình điện phân NaCl nóng chảy đã nêu trên để điều chế Na và Cl_2 còn có quá trình điện phân các chất nóng chảy như $MgCl_2$ (điều chế Mg), Al_2O_3 (điều chế Al),...

2. Điện phân dung dịch chất điện li trong nước

a) *Điện phân dung dịch $CuSO_4$ với các điện cực trơ (graphit)*

Khi áp đặt một hiệu điện thế > 1,3 V giữa hai điện cực (thí nghiệm ở hình 5.11), thấy kim loại Cu bám trên catot và khí oxi thoát ra ở anot.

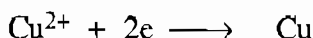


Hình 5.11. *Điện phân dung dịch $CuSO_4$, điện cực graphit*

Giải thích : Khi có dòng điện đi vào dung dịch, ion SO_4^{2-} di chuyển về anot, ion Cu^{2+} di chuyển về catot.

– Ở anot (cực +) có thể xảy ra sự oxi hoá ion SO_4^{2-} hoặc phân tử H_2O, vì H_2O dễ bị oxi hoá hơn, sản phẩm là khí oxi : $2H_2O(l) \longrightarrow O_2(k) + 4H^+(dd) + 4e$

– Ở catot (cực –) có thể xảy ra sự khử ion Cu^{2+} hoặc phân tử H_2O. Vì ion Cu^{2+} dễ bị khử hơn H_2O, nên ion Cu^{2+} bị khử thành kim loại Cu bám trên catot :

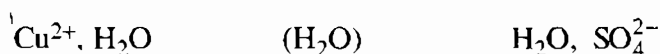


$$Cu^{2+} + 2e \longrightarrow Cu$$

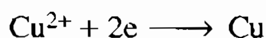
Sơ đồ điện phân :



Catot (–) ⟵ $CuSO_4$ ⟶ Anot (+)



Cu^{2+}, H_2O — (H_2O) — $H_2O,\ SO_4^{2-}$

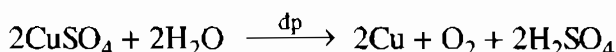


$Cu^{2+} + 2e \longrightarrow Cu$



$2H_2O \longrightarrow O_2 + 4H^+ + 4e$

Phương trình điện phân :



$$2CuSO_4 + 2H_2O \xrightarrow{đp} 2Cu + O_2 + 2H_2SO_4$$

b) *Điện phân dung dịch $CuSO_4$ với anot đồng (anot tan)*

Khi điện phân dung dịch $CuSO_4$, nếu dùng anot bằng một đoạn dây đồng mảnh (hình 5.12) thì sau một thời gian điện phân, đoạn dây đồng nhúng trong dung dịch $CuSO_4$ bị tan hết và có kim loại Cu bám trên bề mặt catot.

Giải thích :

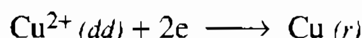
Ở anot (cực +), các nguyên tử Cu bị oxi hoá thành Cu^{2+} đi vào dung dịch :



$$Cu\ (r) \longrightarrow Cu^{2+}\ (dd) + 2e$$

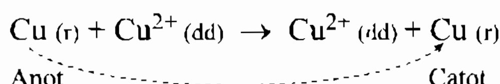
Trong sự điện phân này, anot dần dần bị hoà tan.

Ở catot (cực –), ion Cu^{2+} bị khử thành nguyên tử Cu bám trên bề mặt catot :



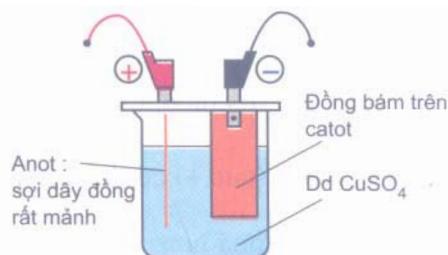
$$Cu^{2+}\ (dd) + 2e \longrightarrow Cu\ (r)$$

Phương trình điện phân :



$$Cu\ (r) + Cu^{2+}\ (dd) \rightarrow Cu^{2+}\ (dd) + Cu\ (r)$$

Phương trình điện phân cho thấy nồng độ của ion Cu^{2+} trong dung dịch là không đổi. Sự điện phân này được coi như là sự chuyển dời kim loại Cu từ anot về catot.



Hình 5.12. *Thí nghiệm điện phân dung dịch $CuSO_4$ với các điện cực bằng Cu (anot tan)*

III – ỨNG DỤNG CỦA SỰ ĐIỆN PHÂN

Sự điện phân có nhiều ứng dụng trong công nghiệp.

1. Điều chế các kim loại

Một số kim loại, dù có thế điện cực chuẩn âm nhưng vẫn có thể điều chế bằng cách điện phân dung dịch muối của chúng. *Thí dụ :* Hơn 50% sản lượng Zn của thế giới được điều chế bằng phương pháp điện phân dung dịch $ZnSO_4$.

Những kim loại có thế điện cực chuẩn rất âm như các kim loại kiềm (Na, K,...) được điều chế bằng cách điện phân những hợp chất ion của chúng ở dạng nóng chảy.

2. Điều chế một số phi kim, như H_2, O_2, F_2, Cl_2.

3. Điều chế một số hợp chất, như $KMnO_4$, NaOH, H_2O_2, nước Gia–ven,...

4. Tinh chế một số kim loại, như Cu, Pb, Zn, Fe, Ag, Au,...

Phương pháp điện phân với anot tan được dùng để tinh chế kim loại. *Thí dụ*, để có vàng tinh khiết, người ta dùng anot tan là vàng thô, ở catot thu được vàng ròng có độ tinh khiết 99,99%.

5. Mạ điện

Điện phân với anot tan cũng được dùng trong kĩ thuật mạ điện, nhằm bảo vệ kim loại khỏi bị ăn mòn và tạo vẻ đẹp cho vật mạ. Trong mạ điện, anot là kim loại dùng để mạ, như Cu, Ag, Au, Cr, Ni,... catot là vật cần mạ. Lớp mạ thường rất mỏng, có độ dày từ 5.10^{-5} đến 1.10^{-3}cm.

Thí dụ : mạ kẽm, thiếc, niken, bạc, vàng,...

BÀI TẬP

1. Phản ứng nào xảy ra ở catot trong quá trình điện phân $MgCl_2$ nóng chảy ?

A. Sự oxi hoá ion Mg^{2+} B. Sự khử ion Mg^{2+}

C. Sự oxi hoá ion Cl^- D. Sự khử ion Cl^-.

2. Trong quá trình điện phân KBr nóng chảy, phản ứng nào xảy ra ở điện cực dương (anot) ?

A. Ion Br^- bị khử B. Ion Br^- bị oxi hoá

C. Ion K^+ bị oxi hoá D. Ion K^+ bị khử.

3. Những bán phản ứng nào sau đây xảy ra ở catot trong quá trình điện phân dung dịch $CuBr_2$?

a) $Cu^{2+}(dd) + 2e \longrightarrow Cu\ (r)$

b) $Cu\ (r) \longrightarrow Cu^{2+}(dd) + 2e$

c) $2H_2O + 2e \longrightarrow H_2 + 2OH^-\ (dd)$

d) $2H_2O \longrightarrow O_2 + 4H^+ + 4e$

e) $2Br^-\ (dd) \longrightarrow Br_2(dd) + 2e$

4. Hãy giải thích :

a) Khi điện phân KCl nóng chảy và khi điện phân dung dịch KCl thì sản phẩm thu được là khác nhau.

b) Khi điện phân dung dịch KNO_3, dung dịch H_2SO_4 thì sản phẩm thu được là giống nhau.

5. Điện phân một dung dịch chứa anion NO_3^- và các cation kim loại có cùng nồng độ mol : Cu^{2+}, Ag^+, Pb^{2+}. Hãy cho biết trình tự xảy ra sự khử của những ion kim loại này trên bề mặt catot. Giải thích.

6. Sau một thời gian điện phân 200 ml dung dịch $CuSO_4$ với điện cực graphit, khối lượng dung dịch giảm 8 gam. Để làm kết tủa hết ion Cu^{2+} còn lại trong dung dịch sau điện phân, cần dùng 100 ml dung dịch H_2S 0,5M.

Hãy xác định nồng độ mol và nồng độ phần trăm của dung dịch $CuSO_4$ trước điện phân. Biết dung dịch $CuSO_4$ ban đầu có khối lượng riêng là 1,25 g/ml.

Bài 23

SỰ ĂN MÒN KIM LOẠI

- Hiểu được thế nào là ăn mòn kim loại.
- Hiểu được bản chất, điều kiện xảy ra ăn mòn hoá học, ăn mòn điện hoá.
- Hiểu các biện pháp bảo vệ kim loại không bị ăn mòn và biết vận dụng một số biện pháp thông thường bảo vệ kim loại trong đời sống và sản xuất.

I – KHÁI NIỆM

Ăn mòn kim loại là sự phá huỷ kim loại hoặc hợp kim do tác dụng của các chất trong môi trường.

Hậu quả là kim loại bị oxi hoá thành các ion dương bởi các quá trình hoá học hoặc điện hoá :



$$M \longrightarrow M^{n+} + ne$$

II – HAI DẠNG ĂN MÒN KIM LOẠI

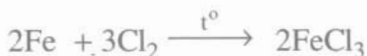
Căn cứ vào môi trường và cơ chế của sự ăn mòn kim loại, người ta phân thành hai dạng chính : ăn mòn hoá học và ăn mòn điện hoá.

1. Ăn mòn hoá học

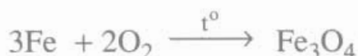
Ăn mòn hoá học thường xảy ra ở những bộ phận của thiết bị lò đốt hoặc những thiết bị thường xuyên phải tiếp xúc với hơi nước và khí oxi,...



Thí dụ : $3Fe + 4H_2O \xrightarrow{t^o} Fe_3O_4 + 4H_2\uparrow$



$$2Fe + 3Cl_2 \xrightarrow{t^o} 2FeCl_3$$



$$3Fe + 2O_2 \xrightarrow{t^o} Fe_3O_4$$

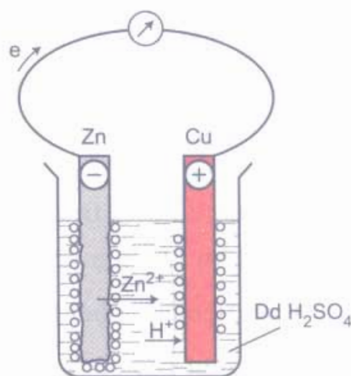
Như vậy : Ăn mòn hoá học là quá trình oxi hoá – khử, trong đó các electron của kim loại được chuyển trực tiếp đến các chất trong môi trường.

2. Ăn mòn điện hoá học

Ăn mòn điện hoá học là loại ăn mòn kim loại phổ biến và nghiêm trọng nhất trong tự nhiên.

a) Khái niệm về ăn mòn điện hoá học

Rót dung dịch H_2SO_4 loãng vào cốc thuỷ tinh rồi cắm hai lá kim loại khác nhau, thí dụ một lá Zn và một lá Cu vào cốc. Nối hai lá kim loại bằng một dây dẫn có mắc nối tiếp với một điện kế (hình 5.13).



Hình 5.13.
Thí nghiệm về ăn mòn điện hoá học

Hiện tượng :

– Khi chưa nối dây dẫn, lá Zn bị hoà tan và bọt hiđro thoát ra ở bề mặt lá Zn.

– Khi nối dây dẫn, lá Zn bị ăn mòn nhanh trong dung dịch điện li, kim điện kế bị lệch, bọt khí H_2 thoát ra cả ở lá Cu.

Giải thích :

– Khi chưa nối dây dẫn, kẽm bị ăn mòn hoá học do phản ứng oxi hoá kẽm bởi ion H^+ trong dung dịch axit :



$$Zn + 2H^+ \longrightarrow Zn^{2+} + H_2$$

Bọt khí H_2 sinh ra trên bề mặt lá Zn.

– Khi nối các thanh đồng và kẽm bằng một dây dẫn, một pin điện đã được hình thành (gọi là pin Vôn–ta), trong đó kẽm là cực âm, đồng là cực dương. Các electron di chuyển từ lá Zn sang lá Cu qua dây dẫn, tạo ra dòng điện một chiều. Dòng điện này làm cho kim điện kế bị lệch. Các ion H^+ trong dung dịch H_2SO_4 di chuyển về lá Cu (cực dương) nhận electron (các electron này đã di chuyển từ cực kẽm sang cực đồng) bị khử thành H_2 và sau đó thoát ra khỏi dung dịch :



$$2H^+ + 2e \longrightarrow H_2 \text{ (sự khử)}$$

Phản ứng điện hoá chung xảy ra trong pin :



$$Zn + 2H^+ \longrightarrow Zn^{2+} + H_2$$

Kết quả, lá Zn bị ăn mòn điện hoá đồng thời với sự tạo thành dòng điện. Quá trình ăn mòn như vậy được gọi là ăn mòn điện hoá học.

Như thế, ăn mòn điện hoá học là quá trình oxi hoá – khử, trong đó kim loại bị ăn mòn do tác dụng của dung dịch chất điện li và tạo nên dòng electron chuyển dời từ cực âm đến cực dương.

b) Điều kiện xảy ra ăn mòn điện hoá học

Từ thí nghiệm về ăn mòn điện hoá học, rút ra được những điều kiện sau :

Các điện cực phải khác nhau về bản chất, có thể là cặp hai kim loại khác nhau, hoặc cặp kim loại – phi kim, hoặc cặp kim loại – hợp chất hoá học, thí dụ xementit Fe_3C, trong đó kim loại có thế điện cực chuẩn nhỏ hơn là cực âm. Như vậy kim loại nguyên chất khó bị ăn mòn điện hoá học.

Các điện cực phải tiếp xúc trực tiếp hoặc gián tiếp với nhau qua dây dẫn.

Các điện cực cùng tiếp xúc với dung dịch chất điện li.

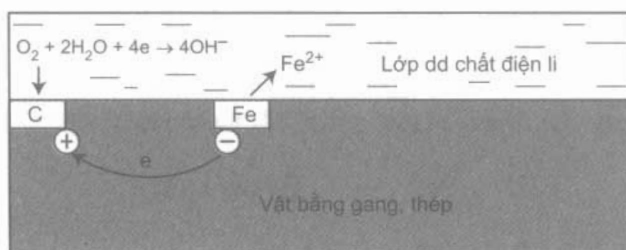
Thiếu 1 trong 3 điều kiện trên sẽ không xảy ra ăn mòn điện hoá học.

Trong thực tế, các quá trình ăn mòn kim loại diễn ra rất phức tạp, có thể bao gồm cả sự ăn mòn hoá học và ăn mòn điện hoá. Nhưng ăn mòn điện hoá thường đóng vai trò chủ yếu.

c) Ăn mòn điện hoá học hợp kim của sắt (gang, thép) trong không khí ẩm

Sự ăn mòn điện hoá học các hợp kim của sắt (gang, thép) trong không khí ẩm có ảnh hưởng đặc biệt nghiêm trọng đối với nền kinh tế của các quốc gia. Đây là một quá trình phức tạp, có thể mô tả một cách giản lược như sau :

Gang, thép là hợp kim Fe – C và một số nguyên tố khác. Không khí ẩm có hoà tan khí CO_2, O_2,... tạo ra lớp dung dịch chất điện li phủ lên bề mặt gang, thép, làm xuất hiện vô số pin điện hoá mà Fe là cực âm, C là cực dương (hình 5.14).



Hình 5.14. *Ăn mòn điện hoá hợp kim của sắt*

– Ở cực âm xảy ra sự oxi hoá :



$$Fe \longrightarrow Fe^{2+} + 2e$$

– Ở cực dương xảy ra sự khử :

$$O_2 + 2H_2O + 4e \longrightarrow 4OH^-$$



(Trong môi trường axit : $O_2 + 4H^+ + 4e \longrightarrow 2H_2O$)

Ion Fe^{2+} tan vào dung dịch chất điện li có hoà tan khí oxi. Tại đây, ion Fe^{2+} tiếp tục bị oxi hoá tạo ra gỉ sắt có thành phần chủ yếu là $Fe_2O_3.nH_2O$.

III – CHỐNG ĂN MÒN KIM LOẠI

Khối lượng kim loại bị ăn mòn trung bình hằng năm trên thế giới bằng 20 – 25% khối lượng kim loại được sản xuất. Sự ăn mòn kim loại đã gây tổn thất to lớn về nhiều mặt cho nền kinh tế quốc dân và đời sống con người.

Có nhiều phương pháp bảo vệ kim loại khỏi bị ăn mòn. Phổ biến hơn cả là phương pháp bảo vệ bề mặt và bảo vệ điện hoá.

1. Phương pháp bảo vệ bề mặt

Phương pháp bảo vệ bề mặt là phủ lên bề mặt kim loại một lớp sơn, dầu mỡ, chất dẻo hoặc tráng, mạ bằng một kim loại khác. Lớp bảo vệ bề mặt kim loại phải bền vững với môi trường và có cấu tạo đặc khít không cho không khí và nước thấm qua. Nếu lớp bảo vệ bị hư hỏng, kim loại sẽ bị ăn mòn.

2. Phương pháp điện hoá

Phương pháp bảo vệ điện hoá là dùng một kim loại làm "vật hi sinh" để bảo vệ vật liệu kim loại. *Thí dụ*, để bảo vệ vỏ tàu biển bằng thép, người ta gắn các lá Zn vào phía ngoài vỏ tàu ở phần chìm trong nước biển (nước biển là dung dịch chất điện li). Phần vỏ tàu bằng thép là cực dương, các lá Zn là cực âm.

– Ở anot (cực âm) : Zn bị oxi hoá $Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e$

– Ở catot (cực dương) : O_2 bị khử $2H_2O + O_2 + 4e \longrightarrow 4OH^-$

Kết quả là vỏ tàu được bảo vệ, Zn là "vật hi sinh", nó bị ăn mòn. Nhưng tốc độ ăn mòn điện hoá của kẽm trong điều kiện này tương đối nhỏ và vỏ tàu được bảo vệ trong thời gian dài. Sau một thời gian nhất định, người ta thay những lá Zn bị ăn mòn bằng những lá Zn khác.

BÀI TẬP

1. Bản chất của ăn mòn hoá học và ăn mòn điện hoá học có gì giống và khác nhau ?

2. Câu nào đúng trong các câu sau ?

   Trong ăn mòn điện hoá học, xảy ra

   A. sự oxi hoá ở cực dương

   B. sự khử ở cực âm

   C. sự oxi hoá ở cực dương và sự khử ở cực âm

   D. sự oxi hoá ở cực âm và sự khử ở cực dương.

3. Trong các trường hợp sau, trường hợp kim loại bị ăn mòn điện hoá học là

   A. kim loại Zn trong dung dịch HCl

   B. thép cacbon để trong không khí ẩm

   C. đốt dây Fe trong khí O_2

   D. kim loại Cu trong dung dịch HNO_3 loãng.

4. Một sợi dây phơi quần áo bằng đồng được nối tiếp với một đoạn dây nhôm. Hãy cho biết có hiện tượng gì xảy ra ở chỗ nối của 2 kim loại. Giải thích và đưa ra nhận xét.

5. Có những vật bằng sắt được tráng thiếc hoặc tráng kẽm.

   a) Giải thích vì sao thiếc và kẽm có thể bảo vệ được kim loại sắt.

   b) Nếu trên bề mặt của những vật đó có những vết sây sát sâu tới lớp sắt bên trong, hãy cho biết :

   – Có hiện tượng gì xảy ra khi để những vật đó trong không khí ẩm.

   – Trình bày cơ chế ăn mòn đối với những vật trên.

[redacted]

ĐIỀU CHẾ KIM LOẠI

- Biết nguyên tắc chung điều chế kim loại.
- Hiểu phương pháp điều chế một số kim loại có mức độ hoạt động khác nhau.
- Biết vận dụng định luật Faraday trong bài tập điện phân.

I – NGUYÊN TẮC ĐIỀU CHẾ KIM LOẠI

Trong tự nhiên chỉ có một số rất ít kim loại ở trạng thái tự do, hầu hết các kim loại tồn tại ở dạng ion trong các hợp chất hoá học. Muốn chuyển hoá những ion này thành kim loại ta thực hiện quá trình khử ion kim loại :



$$M^{n+} + ne \longrightarrow M$$

II – PHƯƠNG PHÁP ĐIỀU CHẾ KIM LOẠI

Để khử những ion kim loại trong hợp chất, có những phương pháp phổ biến sau :

1. Phương pháp thuỷ luyện

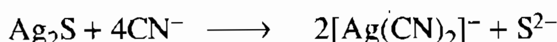
Cơ sở của phương pháp này là dùng những dung dịch thích hợp, như dung dịch H_2SO_4, NaOH, NaCN,... để hoà tan kim loại hoặc hợp chất của kim loại và tách ra khỏi phần không tan có trong quặng. Sau đó các ion kim loại trong dung dịch được khử bằng kim loại có tính khử mạnh hơn, như Fe, Zn,...

Thí dụ :

Người ta điều chế bạc bằng cách nghiền nhỏ quặng bạc sunfua Ag_2S, xử lí bằng dung dịch natri xianua NaCN, rồi lọc để thu được dung dịch muối phức bạc :

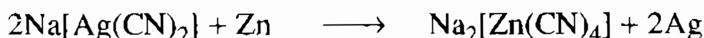


$$Ag_2S + 4NaCN \longrightarrow 2Na[Ag(CN)_2] + Na_2S$$

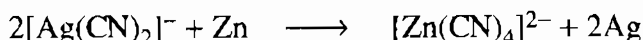


$$Ag_2S + 4CN^- \longrightarrow 2[Ag(CN)_2]^- + S^{2-}$$

Sau đó, ion Ag^+ trong phức được khử bằng kim loại Zn :



$$2Na[Ag(CN)_2] + Zn \longrightarrow Na_2[Zn(CN)_4] + 2Ag$$



$$2[Ag(CN)_2]^- + Zn \longrightarrow [Zn(CN)_4]^{2-} + 2Ag$$

Phương pháp thuỷ luyện (còn gọi là phương pháp ướt) được dùng điều chế những kim loại có tính khử yếu, như Cu, Hg, Ag, Au,...

2. Phương pháp nhiệt luyện

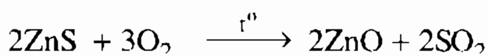
Cơ sở của phương pháp này là khử những ion kim loại trong các hợp chất ở nhiệt độ cao bằng các chất khử mạnh như C, CO, H_2 hoặc kim loại Al, kim loại kiềm, kim loại kiềm thổ.



Thí dụ : $Fe_2O_3 + 3CO \xrightarrow{t^o} 2Fe + 3CO_2$

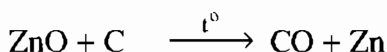
Trường hợp quặng là sunfua kim loại, như Cu_2S, ZnS, FeS_2,... thì phải chuyển sunfua kim loại thành oxit kim loại. Sau đó khử oxit kim loại bằng chất khử thích hợp. Thí dụ với ZnS :

– Nung quặng ZnS với khí O_2 dư



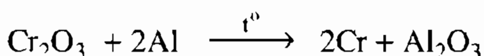
$$2ZnS + 3O_2 \xrightarrow{t^o} 2ZnO + 2SO_2$$

– Khử ZnO bằng C ở nhiệt độ cao



$$ZnO + C \xrightarrow{t^o} CO + Zn$$

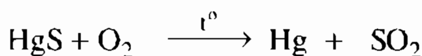
Đối với những kim loại khó nóng chảy như Cr, người ta dùng Al làm chất khử (phương pháp nhiệt nhôm) :



$$Cr_2O_3 + 2Al \xrightarrow{t^o} 2Cr + Al_2O_3$$

Phương pháp nhiệt luyện được ứng dụng rộng rãi trong công nghiệp để điều chế những kim loại có độ hoạt động trung bình như Zn, Fe, Sn, Pb,...

Với những kim loại kém hoạt động như Hg, Ag chỉ cần đốt cháy quặng cũng đã thu được kim loại mà không cần phải khử bằng các tác nhân khác :



$$HgS + O_2 \xrightarrow{t^o} Hg + SO_2$$

3. Phương pháp điện phân

Cơ sở của phương pháp này là dùng dòng điện một chiều để khử các ion kim loại. Bằng phương pháp điện phân, người ta có thể điều chế được hầu hết các kim loại.

– Điều chế kim loại có tính khử mạnh như Li, Na, K, Al,... bằng cách điện phân những hợp chất (muối, bazơ, oxit) nóng chảy của chúng.

Thí dụ : Điều chế kim loại natri bằng phương pháp điện phân muối NaCl nóng chảy (xem Bài 22, mục II.1).

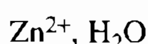
– Điều chế kim loại có tính khử trung bình và kim loại có tính khử yếu như Zn, Cu,... bằng cách điện phân dung dịch muối của chúng.

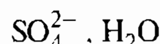
Thí dụ : Điều chế kim loại kẽm bằng phương pháp điện phân dung dịch kẽm sunfat với điện cực trơ.

Sơ đồ điện phân dung dịch $ZnSO_4$:

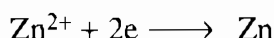


$$\text{Cực } (-) \longleftarrow ZnSO_4(dd) \longrightarrow \text{Cực } (+)$$





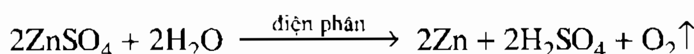
Zn^{2+}, H_2O $\qquad$ SO_4^{2-}, H_2O





$Zn^{2+} + 2e \longrightarrow Zn$ $\qquad$ $2H_2O \longrightarrow 4H^+ + O_2 + 4e$

Phương trình điện phân :



$$2ZnSO_4 + 2H_2O \xrightarrow{\text{điện phân}} 2Zn + 2H_2SO_4 + O_2\uparrow$$

III – ĐỊNH LUẬT FARADAY

Dựa vào công thức biểu diễn định luật Faraday (xem sách giáo khoa Vật lí lớp 11) ta có thể xác định được khối lượng các chất thu được ở các điện cực.

$$m = \frac{AIt}{nF}$$

Trong đó m : Khối lượng chất thu được ở điện cực, tính bằng gam.

A : Khối lượng mol nguyên tử của chất thu được ở điện cực.

n : Số electron mà nguyên tử hoặc ion đã cho hoặc nhận.

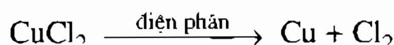
I : Cường độ dòng điện, tính bằng ampe (A).

t : Thời gian điện phân, tính bằng giây (s).

F : Hằng số Faraday (F = 96 500 culông/mol).

Thí dụ : Tính khối lượng của Cu thu được ở cực (–) (catot) sau 1 giờ điện phân dung dịch $CuCl_2$ với cường độ dòng điện là 5 ampe.

– Phương trình điện phân dung dịch $CuCl_2$:



$$CuCl_2 \xrightarrow{\text{điện phân}} Cu + Cl_2$$

– Khối lượng Cu thu được ở catot :

$$m_{Cu} = \frac{63,5.5.3600}{96500.2} = 5,92\ (g)$$

BÀI TẬP

1. Dãy các ion kim loại nào sau đây đều bị Zn khử thành kim loại ?

A. Cu^{2+}, Mg^{2+}, Pb^{2+}

B. Cu^{2+}, Ag^{+}, Na^{+}.

C. Sn^{2+}, Pb^{2+}, Cu^{2+}

D. Pb^{2+}, Ag^{+}, Al^{3+}.

2. Phản ứng hoá học nào sau đây chỉ thực hiện được bằng phương pháp điện phân ?

A. $Fe + CuSO_4 \longrightarrow FeSO_4 + Cu$

B. $CuSO_4 + H_2O \longrightarrow Cu + O_2 + H_2SO_4$

C. $CuSO_4 + NaOH \longrightarrow Cu(OH)_2 + Na_2SO_4$

D. $Cu + AgNO_3 \longrightarrow Ag + Cu(NO_3)_2$

3. Từ mỗi hợp chất sau : $Cu(OH)_2$, NaCl, FeS_2, hãy lựa chọn những phương pháp thích hợp để điều chế kim loại tương ứng. Trình bày các phương pháp đó.

4. Điều chế Cu bằng cách điện phân dung dịch $Cu(NO_3)_2$

a) Trình bày sơ đồ điện phân ;

b) Viết phương trình hoá học của phản ứng xảy ra khi điện phân ;

c) Cho biết vai trò của nước trong quá trình điện phân ;

d) Có nhận xét gì về nồng độ các ion trong dung dịch trước và sau khi điện phân ?

5. Có hỗn hợp bột các kim loại Ag và Cu. Bằng những phương pháp hoá học nào ta có thể thu được Ag từ hỗn hợp ? Giải thích và viết các phương trình hoá học.

6. Điện phân 200 ml một dung dịch có chứa 2 muối là $Cu(NO_3)_2$ và $AgNO_3$ với cường độ dòng điện là 0,804A đến khi bọt khí bắt đầu thoát ra ở cực âm thì mất thời gian là 2 giờ, khi đó khối lượng cực âm tăng thêm 3,44 gam. Hãy xác định nồng độ mol của mỗi muối trong dung dịch ban đầu.

7. Điện phân hoàn toàn 33,3 gam muối clorua nóng chảy của một kim loại nhóm IIA, người ta thu được 6,72 lít khí clo (đktc).

Hãy xác định tên của muối clorua kim loại.

8. Điện phân một dung dịch $AgNO_3$ trong thời gian 15 phút với cường độ dòng điện là 5 ampe. Để làm kết tủa hết ion Ag^{+} còn lại trong dung dịch sau điện phân, cần dùng 25 ml dung dịch NaCl 0,4M.

a) Viết sơ đồ điện phân và phương trình hoá học của các phản ứng xảy ra ;

b) Tính khối lượng Ag thu được ở catot ;

c) Tính khối lượng $AgNO_3$ có trong dung dịch ban đầu.



LUYỆN TẬP
SỰ ĐIỆN PHÂN – SỰ ĂN MÒN KIM LOẠI – ĐIỀU CHẾ KIM LOẠI

- Củng cố kiến thức về sự điện phân và phương pháp điều chế kim loại
- Rèn luyện kĩ năng giải các bài tập vận dụng kiến thức.

I – KIẾN THỨC CẦN NHỚ

1. Sự điện phân

a) Khái niệm

Sự điện phân là quá trình oxi hoá – khử xảy ra ở bề mặt các điện cực khi có dòng điện một chiều đi qua chất điện li nóng chảy hoặc dung dịch chất điện li.

b) Phản ứng hoá học ở các điện cực trong thiết bị điện phân

– Ở catot (cực –) xảy ra sự khử, chất có tính oxi hoá mạnh hơn thì dễ bị khử.

Thí dụ, ở catot có mặt ion Cu^{2+} và phân tử H_2O, các ion Cu^{2+} có tính oxi hoá mạnh hơn sẽ bị khử thành Cu.

– Ở anot (cực +) xảy ra sự oxi hoá, chất có tính khử mạnh hơn thì dễ bị oxi hoá.

Thí dụ, ở anot có mặt phân tử H_2O, các ion SO_4^{2-} và NO_3^-. Các phân tử H_2O có tính khử mạnh hơn sẽ bị oxi hoá thành O_2 và ion H^+.

– Nếu anot (cực +) không trơ thì anot tan (mòn).

2. Sự ăn mòn kim loại

a) Sự ăn mòn hoá học và sự ăn mòn điện hoá

– *Giống nhau :* Bản chất của sự ăn mòn hoá học và sự ăn mòn điện hoá là phản ứng oxi hoá – khử.

– *Khác nhau :* Trong ăn mòn hoá học không hình thành dòng điện. Trong ăn mòn điện hoá có hình thành dòng electron (các electron được di chuyển thành dòng, từ cực âm đến cực dương ⇒ tạo pin điện hoá).

b) Chống ăn mòn kim loại

– Biện pháp bảo vệ bề mặt : sơn, tráng, mạ, bôi dầu mỡ, phủ chất dẻo,... lên bề mặt kim loại.

– Biện pháp bảo vệ điện hoá : dùng kim loại có tính khử mạnh hơn để bảo vệ (dùng anot tan).

3. Phương pháp điều chế kim loại

– *Phương pháp thuỷ luyện:* để điều chế những kim loại có tính khử yếu như Cu, Hg, Ag, Au,...

– *Phương pháp nhiệt luyện:* để điều chế những kim loại có tính khử trung bình và yếu như Zn, Fe, Sn, Pb, Cu,...

– *Phương pháp điện phân:*

+ Điện phân chất điện li nóng chảy (muối, bazơ, oxit) để điều chế những kim loại có tính khử mạnh, như K, Na, Ca, Al.

+ Điện phân dung dịch chất điện li (dung dịch muối) để điều chế những kim loại có tính khử yếu và trung bình như Zn, Fe, Sn, Pb, Cu, Hg, Ag,...

II – BÀI TẬP

1. Trong quá trình điện phân dung dịch $Pb(NO_3)_2$ với các điện cực trơ, ion Pb^{2+} di chuyển về

A. catot và bị oxi hoá

B. anot và bị oxi hoá

C. catot và bị khử

D. anot và bị khử.

2. Phát biểu nào sau đây là **không** đúng ?

A. Ăn mòn kim loại là sự huỷ hoại kim loại và hợp kim dưới tác dụng của môi trường xung quanh.

B. Ăn mòn kim loại là một quá trình hoá học trong đó kim loại bị ăn mòn bởi các axit trong môi trường không khí.

C. Trong quá trình ăn mòn, kim loại bị oxi hoá thành ion của nó.

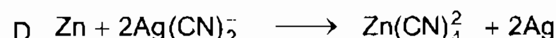
D. Ăn mòn kim loại được chia làm hai dạng : ăn mòn hoá học và ăn mòn điện hoá học.

3. Phản ứng điều chế kim loại nào dưới đây thuộc phương pháp nhiệt luyện ?


A. $C + ZnO \longrightarrow Zn + CO$


B. $Al_2O_3 \longrightarrow 2Al + 3/2O_2$


C. $MgCl_2 \longrightarrow Mg + Cl_2$


D. $Zn + 2Ag(CN)_2^- \longrightarrow Zn(CN)_4^{2-} + 2Ag$

4. Từ $MgCO_3$ điều chế Mg. Từ CuS điều chế Cu. Từ K_2SO_4 điều chế K (các chất trung gian tuỳ ý chọn). Hãy viết phương trình hoá học.

5. Khi nung 23,2 gam sunfua của một kim loại hoá trị hai trong không khí rồi làm nguội sản phẩm phản ứng thu được một chất lỏng và một chất khí. Lượng sản phẩm khí này làm mất màu dung dịch có chứa 25,4 gam iot. Xác định tên của kim loại đó.

6. Điện phân 100 ml một dung dịch có hoà tan 13,5 gam $CuCl_2$ và 14,9 gam KCl (có màng ngăn và điện cực trơ).

a) Trình bày sơ đồ và phương trình hoá học của phản ứng điện phân có thể xảy ra.

b) Hãy cho biết chất nào còn lại trong dung dịch điện phân. Biết thời gian điện phân là 2 giờ, cường độ dòng điện là 5,1A.

c) Hãy xác định nồng độ mol các chất có trong dung dịch sau điện phân. Biết rằng dung dịch sau điện phân đã được pha loãng cho đủ 200 ml.

7*. Thực hiện sự điện phân dung dịch $CuSO_4$ với một điện cực bằng graphit và một điện cực bằng đồng.

Thí nghiệm 1 : Người ta nối điện cực graphit với cực (+) và điện cực đồng với cực (–) của nguồn điện.

Thí nghiệm 2 : Đảo lại, người ta nối điện cực graphit với cực (–) và điện cực đồng với cực (+) của nguồn điện.

a) Hãy mô tả hiện tượng quan sát được và cho biết phản ứng xảy ra ở mỗi điện cực trong các thí nghiệm trên.

b) Hãy so sánh độ pH của dung dịch trong 2 thí nghiệm trên.

c) Hãy so sánh nồng độ ion Cu^{2+} trong dung dịch sau 2 thí nghiệm.

Bài 26

BÀI THỰC HÀNH 3

DÃY ĐIỆN HOÁ CỦA KIM LOẠI
ĐIỀU CHẾ KIM LOẠI

- Củng cố kiến thức về pin điện hoá và điện phân.
- Rèn luyện kĩ năng thao tác thí nghiệm, khả năng quan sát hiện tượng, giải thích hiện tượng và kết luận.

NỘI DUNG THÍ NGHIỆM VÀ CÁCH TIẾN HÀNH

Thí nghiệm 1 : *Suất điện động của các pin điện hoá Zn – Cu và Zn – Pb*

- *Pin điện hoá Zn – Cu*

Lắp pin điện hoá Zn – Cu theo sơ đồ hình 5.3 bài 20 SGK : lá Zn nhúng vào cốc đựng dung dịch $ZnSO_4$ 1M, lá Cu nhúng vào cốc đựng dung dịch $CuSO_4$ 1M. Nối hai dung dịch muối trong hai cốc bằng cầu muối đựng dung dịch NH_4NO_3. Nối hai điện cực với vôn kế, điện cực Zn ở bên trái và điện cực Cu ở bên phải của vôn kế.

Ghi suất điện động của pin điện hoá Zn – Cu.

- *Pin điện hoá Zn – Pb*

Lắp pin điện hoá Zn – Pb theo sơ đồ của pin điện hoá Zn – Cu : lá Zn nhúng vào cốc đựng dung dịch $ZnSO_4$ 1M, lá Pb nhúng vào cốc đựng dung dịch $Pb(NO_3)_2$ 1M. Nối hai dung dịch muối trong hai cốc bằng cầu muối đựng dung dịch NH_4NO_3. Nối hai điện cực với vôn kế, điện cực Zn ở bên trái và điện cực Pb ở bên phải của vôn kế.

Ghi suất điện động của pin điện hoá Zn – Pb.

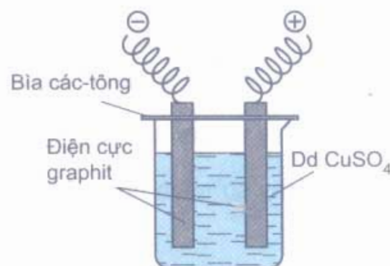
Hãy :

So sánh suất điện động của các pin điện hoá Zn – Cu và Zn – Pb.

Thí nghiệm 2 : *Điện phân dung dịch $CuSO_4$, các điện cực bằng graphit*

Lắp dụng cụ điện phân dung dịch $CuSO_4$ theo hình 5.15. Điều chỉnh dòng điện đi vào dung dịch.

Quan sát hiện tượng xảy ra trên các điện cực. Giải thích các hiện tượng và viết phương trình điện phân.



Hình 5.15. *Thí nghiệm điện phân dung dịch $CuSO_4$*

Bài 27

BÀI THỰC HÀNH 4

ĂN MÒN KIM LOẠI
CHỐNG ĂN MÒN KIM LOẠI

NỘI DUNG VÀ CÁCH TIẾN HÀNH THÍ NGHIỆM

Thí nghiệm 1 : *Ăn mòn điện hoá học*

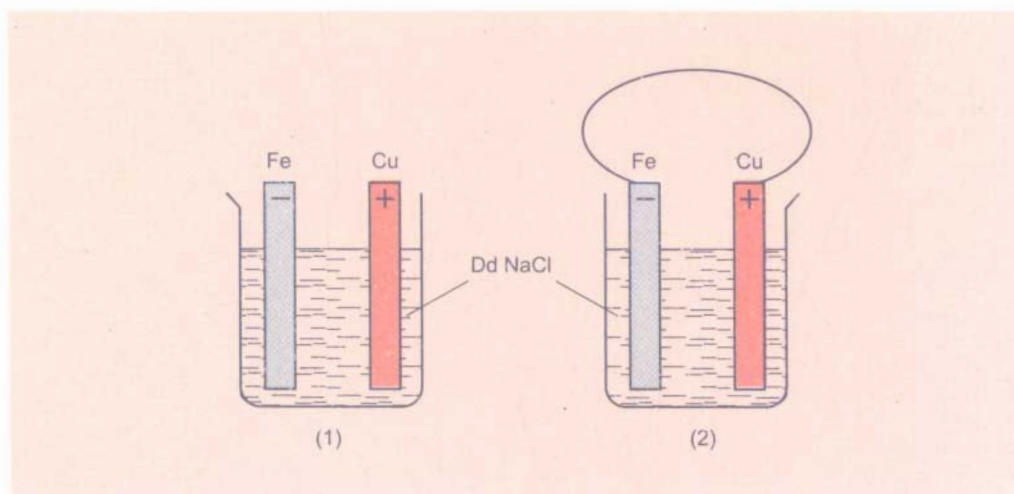
Rót các thể tích dung dịch NaCl đậm đặc bằng nhau vào 2 cốc thuỷ tinh.

Cắm một lá sắt và một lá đồng vào mỗi cốc.

Nhỏ vào mỗi cốc 5 – 7 giọt dung dịch kali ferixianua $K_3[Fe(CN)_6]$ (là thuốc thử nhận biết ion Fe^{2+}(*)).

Nối lá Fe và lá Cu trong cốc (2) bằng một dây dẫn (hình 5.16).

Quan sát các thí nghiệm sau 4 –5 phút. Giải thích hiện tượng và kết luận.



Hình 5.16. *Thí nghiệm ăn mòn điện hoá học kim loại sắt*

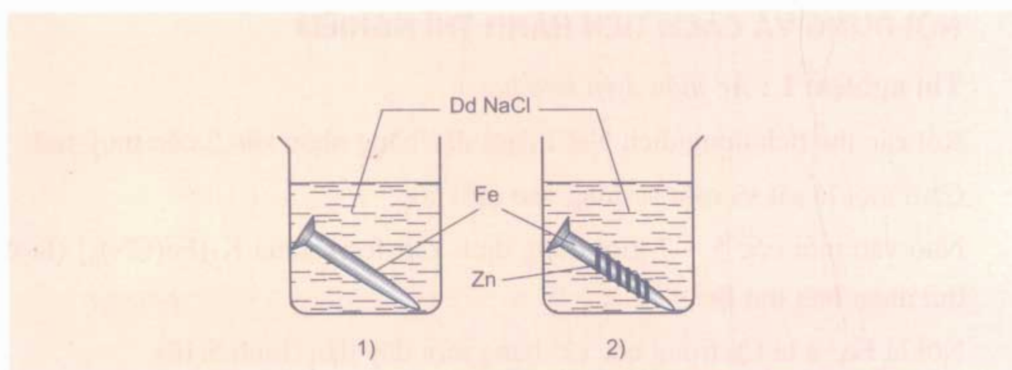
(*) Kali ferixianua tác dụng với dung dịch muối sắt(II) sẽ tạo ra kết tủa màu xanh là sắt(II) ferixianua $Fe_3[Fe(CN)_6]_2$.

Thí nghiệm 2 : *Bảo vệ sắt bằng phương pháp bảo vệ điện hoá*

Rót một hỗn hợp gồm dung dịch NaCl đặc, thêm vài giọt dung dịch kali ferixianua vào 2 cốc thuỷ tinh.

Ngâm vào cốc (1) một đinh sắt sạch, vào cốc (2) một đinh sắt sạch được quấn bằng dây Zn (hình 5.17).

Quan sát các thí nghiệm sau 4 – 5 phút. Giải thích và kết luận.



Hình 5.17. *Thí nghiệm bảo vệ Fe bằng Zn*

Chương 6

KIM LOẠI KIỀM KIM LOẠI KIỀM THỔ NHÔM

- *Cấu hình electron nguyên tử và tính chất của kim loại kiềm, kim loại kiềm thổ, nhôm.*
- *Những hợp chất quan trọng của kim loại kiềm, kim loại kiềm thổ, nhôm.*
- *Điều chế và ứng dụng.*



Pháo hoa được chế tạo từ các hợp chất của kim loại kiềm và kim loại kiềm thổ

Bài 28

KIM LOẠI KIỀM

- Biết vị trí của kim loại kiềm trong bảng tuần hoàn và cấu hình electron nguyên tử của chúng.
- Hiểu được những tính chất vật lí, hoá học và phương pháp điều chế các kim loại kiềm.

I – VỊ TRÍ VÀ CẤU TẠO

1. Vị trí của kim loại kiềm trong bảng tuần hoàn

Sáu nguyên tố hoá học đứng sau các nguyên tố khí hiếm là liti (Li), natri (Na), kali (K), rubiđi (Rb), xesi (Cs), franxi (Fr)(*) được gọi là các kim loại kiềm(**). Các kim loại kiềm thuộc nhóm IA, đứng ở đầu mỗi chu kì (trừ chu kì 1).

	2 He
3 Li	10 Ne
11 Na	18 Ar
19 K	36 Kr
37 Rb	54 Xe
55 Cs	86 Rn
87 Fr	

2. Cấu tạo và tính chất của kim loại kiềm

Bảng 6.1. *Một số đại lượng đặc trưng của kim loại kiềm*

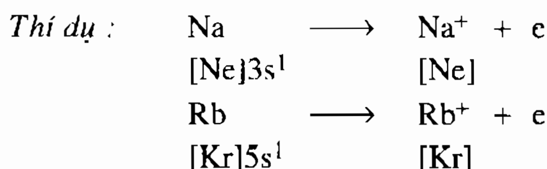
Nguyên tố	Li	Na	K	Rb	Cs
Cấu hình electron	$[He]2s^1$	$[Ne]3s^1$	$[Ar]4s^1$	$[Kr]5s^1$	$[Xe]6s^1$
Bán kính nguyên tử (nm)	0,123	0,157	0,203	0,216	0,235
Năng lượng ion hoá I_1 (kJ/mol)	520	497	419	403	376
Độ âm điện	0,98	0,93	0,82	0,82	0,79
Thế điện cực chuẩn $E^o_{M^+/M}$(V)	–3,05	–2,71	–2,93	–2,98	–2,92
Mạng tinh thể	Lập phương tâm khối				

(*) Fr là nguyên tố phóng xạ nhân tạo, không bền. Ta không tìm hiểu về nguyên tố này.

(**) Tên gọi là *kim loại kiềm* vì những hiđroxit của các kim loại này là những chất kiềm (bazơ tan trong nước).

Cấu hình electron : Kim loại kiềm là những nguyên tố s. Lớp electron ngoài cùng của nguyên tử chỉ có 1e, ở phân lớp ns^1 (n là số thứ tự của chu kì). So với những electron khác trong nguyên tử thì electron ns^1 ở xa hạt nhân nguyên tử nhất, do đó dễ tách khỏi nguyên tử.

Các cation M^+ của kim loại kiềm có cấu hình electron của nguyên tử khí hiếm đứng trước.



Thí dụ : $Na \longrightarrow Na^+ + e$

$[Ne]3s^1 \qquad [Ne]$

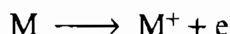
$Rb \longrightarrow Rb^+ + e$

$[Kr]5s^1 \qquad [Kr]$

Năng lượng ion hoá : Các nguyên tử kim loại kiềm có năng lượng ion hoá I_1 nhỏ nhất so với các kim loại khác cùng chu kì. *Thí dụ :*

Kim loại :	Na	Mg	Al	Fe	Zn
I_1 (kJ/mol) :	497	738	578	759	906

Do vậy, các kim loại kiềm có tính khử rất mạnh :



$$M \longrightarrow M^+ + e$$

Năng lượng ion hoá I_2 của các nguyên tử kim loại kiềm lớn hơn năng lượng ion hoá I_1 nhiều lần (từ 6 đến 14 lần). Vì vậy, trong các phản ứng hoá học nguyên tử kim loại kiềm chỉ nhường 1 electron.

Trong nhóm kim loại kiềm, năng lượng ion hoá I_1 giảm dần từ Li đến Cs.

Số oxi hoá : Trong các hợp chất, nguyên tố kim loại kiềm chỉ có số oxi hoá +1.

Thế điện cực chuẩn : Thế điện cực chuẩn của kim loại kiềm có giá trị rất âm.

II – TÍNH CHẤT VẬT LÍ

Các kim loại kiềm có cấu tạo mạng tinh thể lập phương tâm khối là kiểu mạng kém đặc khít (xem bài 23 SGK Hoá học 10 nâng cao).

1. Nhiệt độ nóng chảy và nhiệt độ sôi

Nhiệt độ nóng chảy và nhiệt độ sôi của các kim loại kiềm thấp hơn nhiều so với các kim loại khác. *Thí dụ*, nhiệt độ nóng chảy của các kim loại kiềm đều thấp hơn 200°C.

Tính chất này là do liên kết kim loại trong mạng tinh thể kim loại kiềm kém bền vững.

2. Khối lượng riêng

Khối lượng riêng của các kim loại kiềm cũng nhỏ hơn so với các kim loại khác. Khối lượng riêng của các kim loại kiềm nhỏ là do nguyên tử của các kim loại kiềm có bán kính lớn và do cấu tạo mạng tinh thể của chúng kém đặc khít.

3. Tính cứng

Các kim loại kiềm đều mềm, có thể cắt chúng bằng dao. Tính chất này là do liên kết kim loại trong mạng tinh thể yếu.

Bảng 6.2. *Một số hằng số vật lí của kim loại kiềm*

Nguyên tố	Li	Na	K	Rb	Cs
Nhiệt độ sôi (°C)	1330	892	760	688	690
Nhiệt độ nóng chảy (°C)	180	98	64	39	29
Khối lượng riêng (g/cm³)	0,53	0,97	0,86	1,53	1,90
Độ cứng (kim cương có độ cứng là 10)	0,6	0,4	0,5	0,3	0,2

III – TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

Các nguyên tử kim loại kiềm đều có năng lượng ion hoá I_1 thấp và thế điện cực chuẩn E^o có giá trị rất âm. Vì vậy kim loại kiềm có tính khử rất mạnh.

1. Tác dụng với phi kim

Hầu hết các kim loại kiềm có thể khử được các phi kim. *Thí dụ,* kim loại Na cháy trong môi trường khí oxi khô tạo ra natri peoxit Na_2O_2. Trong hợp chất peoxit, oxi có số oxi hoá –1 :



$$2Na + O_2 \xrightarrow{t^o} Na_2O_2\,(r)$$

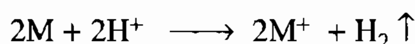
2. Tác dụng với axit

Do thế điện cực chuẩn của cặp oxi hoá – khử $E^o_{2H^+/H_2} = 0{,}00$ V, thế điện cực chuẩn của cặp oxi hoá – khử của kim loại kiềm có giá trị từ –3,05 V đến –2,71 V, nên các kim loại kiềm đều có thể khử dễ dàng ion H^+ của dung dịch axit (HCl, H_2SO_4 loãng) thành khí H_2 (phản ứng gây nổ nguy hiểm) :



$$2Li + 2HCl \longrightarrow 2LiCl + H_2\uparrow$$

Dạng tổng quát :

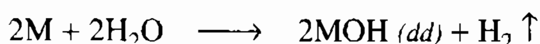


$$2M + 2H^+ \longrightarrow 2M^+ + H_2\uparrow$$

3. Tác dụng với nước

Vì thế điện cực chuẩn ($E^o_{M^+/M}$) của kim loại kiềm nhỏ hơn nhiều so với thế điện cực của hiđro ở pH = 7 ($E^o_{H_2O/H_2}$ = –0,41 V) nên kim loại kiềm khử được nước dễ dàng, giải phóng khí hiđro : $2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH\ (dd) + H_2\uparrow$

Dạng tổng quát :



$$2M + 2H_2O \longrightarrow 2MOH\ (dd) + H_2\uparrow$$

Do vậy, các kim loại kiềm được bảo quản bằng cách ngâm chìm trong dầu hoả.

IV – ỨNG DỤNG VÀ ĐIỀU CHẾ

1. Ứng dụng của kim loại kiềm

Kim loại kiềm có nhiều ứng dụng quan trọng :

Chế tạo hợp kim có nhiệt độ nóng chảy thấp dùng trong thiết bị báo cháy,...

Các kim loại kali và natri dùng làm chất trao đổi nhiệt trong một vài loại lò phản ứng hạt nhân.

Kim loại xesi dùng chế tạo tế bào quang điện.

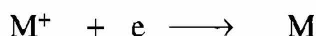
Kim loại kiềm được dùng để điều chế một số kim loại hiếm bằng phương pháp nhiệt luyện.

Kim loại kiềm được dùng nhiều trong tổng hợp hữu cơ.

2. Điều chế kim loại kiềm

Kim loại kiềm dễ bị oxi hoá thành ion dương, do vậy trong tự nhiên kim loại kiềm chỉ tồn tại ở dạng hợp chất.

Điều chế kim loại kiềm bằng cách khử ion của chúng :



$$M^+ + e \longrightarrow M$$

Tuy nhiên, không có chất nào khử được ion kim loại kiềm.

Phương pháp thường dùng để điều chế kim loại kiềm là điện phân nóng chảy muối halogenua của kim loại kiềm.

Thí dụ, điện phân muối NaCl nóng chảy (xem hình 5.10).

Để hạ nhiệt độ nóng chảy của NaCl ở 800°C xuống nhiệt độ thấp hơn, người ta dùng hỗn hợp gồm 2 phần NaCl và 3 phần $CaCl_2$ theo khối lượng. Hỗn hợp này có nhiệt độ nóng chảy dưới 600°C. Cực dương (anot) bằng than chì (graphit), cực âm (catot) bằng thép. Giữa hai cực có vách ngăn bằng thép.

Các phản ứng xảy ra ở các điện cực :

Ở catot (cực âm) xảy ra sự khử ion Na^+ thành kim loại Na :



$$Na^+ + e \longrightarrow Na$$

Ở anot (cực dương) xảy ra sự oxi hoá ion Cl^- thành Cl_2 :



$$2Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2e$$

Phương trình điện phân : $2NaCl \xrightarrow{đpnc} 2Na + Cl_2\uparrow$

BÀI TẬP

1. Nguyên tử của các kim loại trong nhóm IA khác nhau về

A. số electron lớp ngoài cùng của nguyên tử

B. cấu hình electron nguyên tử

C. số oxi hoá của nguyên tử trong hợp chất

D. kiểu mạng tinh thể của đơn chất.

2. Câu nào sau đây mô tả đúng sự biến đổi tính chất của các kim loại kiềm theo chiều điện tích hạt nhân tăng dần ?

A. Bán kính nguyên tử giảm dần

B. Nhiệt độ nóng chảy tăng dần

C. Năng lượng ion hoá I_1 của nguyên tử giảm dần

D. Khối lượng riêng của đơn chất giảm dần.

3. Kim loại Na ở nhiệt độ cao tác dụng với khí oxi khô và dư, tạo ra peoxit. Khi hợp chất này tác dụng với nước, thu được dung dịch natri hiđroxit. Người ta cũng có thể thu được dung dịch natri hiđroxit bằng cách cho kim loại natri tác dụng với nước. Viết các phương trình hoá học.

4. Hãy giải thích vì sao kim loại kiềm có khối lượng riêng nhỏ, nhiệt độ nóng chảy thấp và năng lượng ion hoá I_1 thấp.

5. Ion Na^+ có tồn tại hay không, nếu ta thực hiện hoàn toàn các quá trình hoá học và điện hoá học sau đây ?

a) NaOH tác dụng với dung dịch HCl ?

b) NaOH tác dụng với dung dịch $CuCl_2$?

c) Phân huỷ $NaHCO_3$ bằng nhiệt ?

d) Điện phân NaOH nóng chảy ?

e) Điện phân dung dịch NaOH ?

g) Điện phân NaCl nóng chảy ?

Giải thích cho câu trả lời và viết phương trình hoá học minh hoạ.

6. Hãy chọn 2 kim loại khác nhau, cùng nhóm với kim loại natri và so sánh tính chất của những kim loại này với natri về những mặt sau :

– Độ cứng

– Khối lượng riêng

– Nhiệt độ nóng chảy

– Năng lượng ion hoá I_1

– Thế điện cực chuẩn $E^o_{M^+/M}$

7. Dựa vào khối lượng riêng của các kim loại kiềm (xem bảng 6.1) để tính thể tích mol nguyên tử của chúng ở trạng thái rắn.

Có nhận xét gì về sự biến đổi thể tích mol nguyên tử với sự biến đổi bán kính nguyên tử của các nguyên tố kim loại kiềm ?

Bài 29

MỘT SỐ HỢP CHẤT QUAN TRỌNG CỦA KIM LOẠI KIỀM

- Hiểu tính chất hoá học của NaOH, $NaHCO_3$, Na_2CO_3 và phương pháp điều chế NaOH.
- Biết một số ứng dụng quan trọng của hợp chất kim loại kiềm.

I – NATRI HIĐROXIT, NaOH

1. Tính chất

Natri hiđroxit là chất rắn, không màu, hút ẩm, nóng chảy ở 322°C, tan nhiều trong nước.

Natri hiđroxit là bazơ mạnh, khi tan trong nước nó phân li hoàn toàn thành ion :



$$NaOH(dd) \longrightarrow Na^+ (dd) + OH^- (dd)$$

Tác dụng với axit, oxit axit tạo thành muối và nước.

Tác dụng với một số dung dịch muối, tạo ra bazơ không tan. *Thí dụ :*



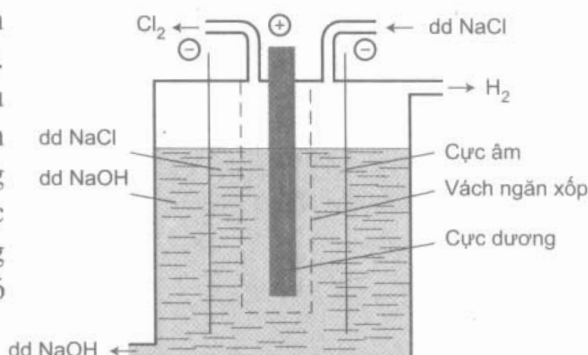
$$Cu^{2+} (dd) + 2OH^- (dd) \longrightarrow Cu(OH)_2 (r)$$

2. Ứng dụng

Natri hiđroxit có nhiều ứng dụng quan trọng trong các ngành công nghiệp chế biến dầu mỏ, luyện nhôm, xà phòng, giấy, dệt,...

3. Điều chế

Sản lượng NaOH hằng năm trên thế giới đạt khoảng 31.000.000 tấn. Trong công nghiệp, người ta điều chế NaOH bằng cách điện phân dung dịch NaCl bão hoà. Thùng điện phân dung dịch NaCl có cực âm bằng sắt, cực dương bằng than chì. Giữa hai điện cực có vách ngăn xốp (hình 6.1).



Hình 6.1. *Sơ đồ thùng điện phân dung dịch NaCl*

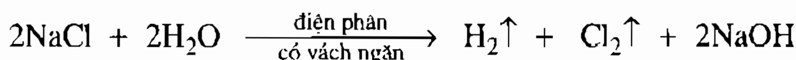
Ở cực âm (catot)

Trên bề mặt của cực âm có các ion Na^+ và phân tử H_2O. Ở đây xảy ra sự khử các phân tử H_2O : $2H_2O + 2e \longrightarrow H_2 + 2OH^-$

Ở cực dương (anot)

Trên bề mặt cực dương có các ion Cl^- và phân tử H_2O. Ở đây xảy ra sự oxi hoá các ion Cl^-: $2Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2e$

Phương trình điện phân dung dịch NaCl (có vách ngăn) :



$$2NaCl + 2H_2O \xrightarrow[\text{có vách ngăn}]{\text{điện phân}} H_2\uparrow + Cl_2\uparrow + 2NaOH$$

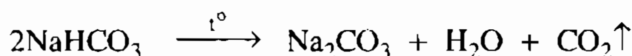
Dung dịch NaOH thu được có lẫn nhiều NaCl. Người ta cô đặc dung dịch, NaCl ít tan so với NaOH nên kết tinh trước. Tách NaCl ra khỏi dung dịch, còn lại là dung dịch NaOH.

II – NATRI HIĐROCACBONAT VÀ NATRI CACBONAT

1. Natri hiđrocacbonat, $NaHCO_3$

a) Tính chất

Bị phân huỷ bởi nhiệt :



$$2NaHCO_3 \xrightarrow{t^o} Na_2CO_3 + H_2O + CO_2\uparrow$$

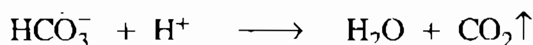
Tính lưỡng tính :

$NaHCO_3$ là muối của axit yếu, tác dụng được với nhiều axit



$$NaHCO_3 + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O + CO_2\uparrow$$

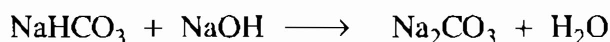
Phương trình ion rút gọn :



$$HCO_3^- + H^+ \longrightarrow H_2O + CO_2\uparrow$$

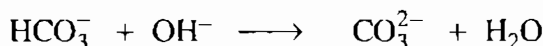
Trong phản ứng này, ion HCO_3^- nhận proton, thể hiện tính chất của bazơ.

$NaHCO_3$ là muối axit, tác dụng được với dung dịch bazơ tạo ra muối trung hoà :



$$NaHCO_3 + NaOH \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$

Phương trình ion rút gọn :



$$HCO_3^- + OH^- \longrightarrow CO_3^{2-} + H_2O$$

Trong phản ứng này, ion HCO_3 nhường proton, thể hiện tính chất của axit

Nhận xét : Muối $NaHCO_3$ có tính lưỡng tính, là tính chất của ion HCO_3^- :

Khi tác dụng với axit, nó thể hiện tính bazơ ; khi tác dụng với bazơ, nó thể hiện tính axit. Tuy nhiên, tính bazơ chiếm ưu thế.

b) Ứng dụng

Natri hiđrocacbonat được dùng trong y học, công nghệ thực phẩm, chế tạo nước giải khát,...

2. Natri cacbonat, Na_2CO_3

a) Tính chất

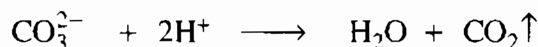
Natri cacbonat dễ tan trong nước, nóng chảy ở 850°C.

Na_2CO_3 là muối của axit yếu, tác dụng được với nhiều axit :



$$Na_2CO_3 + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + H_2O + CO_2\uparrow$$

Phương trình ion rút gọn :



$$CO_3^{2-} + 2H^+ \longrightarrow H_2O + CO_2\uparrow$$

Ion CO_3^{2-} nhận proton, có tính chất của một bazơ. Muối Na_2CO_3 có tính bazơ.

b) Ứng dụng

Muối natri cacbonat là nguyên liệu trong công nghiệp sản xuất thuỷ tinh, xà phòng, giấy, dệt và điều chế nhiều muối khác. Dung dịch natri cacbonat dùng để tẩy sạch vết dầu mỡ bám trên chi tiết máy trước khi sơn, tráng kim loại. Natri cacbonat còn được dùng trong công nghiệp sản xuất chất tẩy rửa.

BÀI TẬP

1. Trong quá trình điện phân dung dịch NaCl, ở cực âm xảy ra

   A. sự khử ion Na^+ B. sự oxi hoá ion Na^+

   C. sự khử phân tử H_2O D. sự oxi hoá phân tử H_2O

2. Trong quá trình điện phân dung dịch KBr, phản ứng nào sau đây xảy ra ở cực dương (anot) ?

   A. Ion Br^- bị oxi hoá B. Ion Br^- bị khử

   C. Ion K^+ bị oxi hoá D. Ion K^+ bị khử

3. Cho 3,1 gam hỗn hợp hai kim loại kiềm ở hai chu kì liên tiếp trong bảng tuần hoàn tác dụng hết với nước thu được dung dịch kiềm và 1,12 lít H_2 (đktc).

   a) Xác định tên hai kim loại kiềm và tính phần trăm khối lượng mỗi kim loại trong hỗn hợp.

   b) Tính thể tích dung dịnh HCl 2M cần dùng để trung hoà dung dịch kiềm trên và khối lượng hỗn hợp muối clorua thu được.

4. Cho 3,9 gam kim loại K tác dụng với 101,8 gam nước. Tính nồng độ mol và nồng độ phần trăm của chất trong dung dịch thu được. Biết khối lượng riêng của dung dịch đó là 1,056 g/ml.

5. So sánh tính chất hoá học của hai muối $NaHCO_3$ và Na_2CO_3. Viết các phương trình hoá học minh hoạ.

6. Nung 4,84 gam hỗn hợp $NaHCO_3$ và $KHCO_3$ đến phản ứng hoàn toàn thu được 0,56 lít CO_2 (đktc). Xác định khối lượng của mỗi muối trong hỗn hợp trước và sau khi nung.

Bài 30

KIM LOẠI KIỀM THỔ

- Biết vị trí của các kim loại kiềm thổ trong bảng tuần hoàn và cấu hình electron nguyên tử của chúng.
- Hiểu tính chất vật lí, hoá học và phương pháp điều chế kim loại kiềm thổ.

I – VỊ TRÍ VÀ CẤU TẠO

1. Vị trí của kim loại kiềm thổ trong bảng tuần hoàn

Kim loại kiềm thổ thuộc nhóm IIA của bảng tuần hoàn, gồm các nguyên tố : beri (Be), magie (Mg), canxi (Ca), stronti (Sr), bari (Ba) và rađi (Ra)(*). Trong mỗi chu kì, nguyên tố kim loại kiềm thổ đứng sau nguyên tố kim loại kiềm.

2. Cấu tạo và tính chất của kim loại kiềm thổ

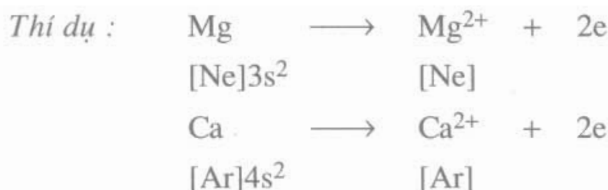
Bảng 6.3. *Một số đại lượng đặc trưng của kim loại kiềm thổ*

Nguyên tố	Be	Mg	Ca	Sr	Ba
Cấu hình electron	$[He]2s^2$	$[Ne]3s^2$	$[Ar]4s^2$	$[Kr]5s^2$	$[Xe]6s^2$
Bán kính nguyên tử (nm)	0,089	0,136	0,174	0,191	0,220
Năng lượng ion hoá I_2 (kJ/mol)	1800	1450	1150	1060	970
Độ âm điện	1,57	1,31	1,00	0,95	0,89
Thế điện cực chuẩn $E^o_{M^{2+}/M}$(V)	– 1,85	– 2,37	– 2,87	– 2,89	– 2,90
Mạng tinh thể	Lục phương		Lập phương tâm diện		Lập phương tâm khối

Cấu hình electron : Kim loại kiềm thổ là những nguyên tố s. Lớp ngoài cùng của nguyên tử có 2e ở phân lớp ns^2. So với những electron khác trong nguyên tử thì hai electron ns^2 ở xa hạt nhân hơn cả, chúng dễ tách khỏi nguyên tử.

Các cation M^{2+} của kim loại kiềm thổ có cấu hình electron của nguyên tử khí hiếm đứng trước nó trong bảng tuần hoàn.

(*) Ra là nguyên tố phóng xạ, không bền. Ta không tìm hiểu về nguyên tố này.



Thí dụ :

$$Mg \longrightarrow Mg^{2+} + 2e$$
$$[Ne]3s^2 \quad\quad [Ne]$$
$$Ca \longrightarrow Ca^{2+} + 2e$$
$$[Ar]4s^2 \quad\quad [Ar]$$

Số oxi hoá : Các ion kim loại kiềm thổ có điện tích duy nhất là 2+. Vì vậy trong các hợp chất, nguyên tố kim loại kiềm thổ có số oxi hoá là +2.

Thế điện cực chuẩn : Các cặp oxi hoá – khử M^{2+}/M của kim loại kiềm thổ đều có thế điện cực chuẩn rất âm.

II – TÍNH CHẤT VẬT LÍ

Tính chất vật lí của các kim loại kiềm thổ được tóm tắt ở bảng 6.4.

Nhiệt độ nóng chảy và nhiệt độ sôi tương đối thấp (trừ beri).

Độ cứng tuy có cao hơn kim loại kiềm, nhưng nhìn chung kim loại kiềm thổ có độ cứng thấp.

Khối lượng riêng tương đối nhỏ, chúng là những kim loại nhẹ hơn nhôm (trừ bari).

Bảng 6.4. *Một số hằng số vật lí của kim loại kiềm thổ*

Nguyên tố	Be	Mg	Ca	Sr	Ba
Nhiệt độ nóng chảy (°C)	1280	650	838	768	714
Nhiệt độ sôi (°C)	2770	1110	1440	1380	1640
Khối lượng riêng (g/cm^3)	1,85	1,74	1,55	2,6	3,5
Độ cứng (lấy kim cương bằng 10)		2,0	1,5	1,8	

III – TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

Các kim loại kiềm thổ đều có tính khử mạnh, nhưng yếu hơn so với kim loại kiềm. Tính khử của các kim loại kiềm thổ tăng dần từ Be đến Ba.

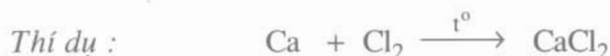
1. Tác dụng với phi kim

Khi đốt nóng, các kim loại kiềm thổ đều bốc cháy trong không khí tạo ra oxit.



Thí dụ : $$2Mg + O_2 \xrightarrow{t^o} 2MgO$$

Tác dụng với halogen tạo muối halogenua.



Thí dụ : $$Ca + Cl_2 \xrightarrow{t^o} CaCl_2$$

2. Tác dụng với axit

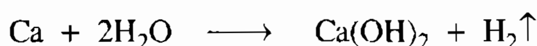
Các kim loại kiềm thổ đều có thế điện cực chuẩn rất âm ($E^o_{M^{2+}/M}$ từ −2,90 V đến −1,85 V) vì vậy chúng đều khử được H^+ trong các dung dịch axit (H_2SO_4 loãng, HCl) thành khí hiđro.



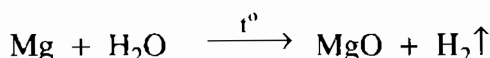
Thí dụ : $Ca + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2\uparrow$

3. Tác dụng với nước

Ca, Sr, Ba tác dụng với H_2O ở nhiệt độ thường tạo thành dung dịch bazơ. Mg tác dụng chậm với nước ở nhiệt độ thường tạo ra $Mg(OH)_2$, tác dụng nhanh với hơi nước ở nhiệt độ cao tạo thành MgO. Be không tác dụng với H_2O dù ở nhiệt độ cao.



$$Ca + 2H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$$



$$Mg + H_2O \xrightarrow{t^o} MgO + H_2\uparrow$$

IV – ỨNG DỤNG VÀ ĐIỀU CHẾ

1. Ứng dụng của kim loại kiềm thổ

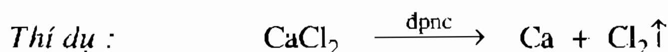
Kim loại Be được dùng làm chất phụ gia để chế tạo những hợp kim có tính đàn hồi cao, bền chắc, không bị ăn mòn.

Kim loại Mg có nhiều ứng dụng hơn cả. Nó được dùng để chế tạo những hợp kim có đặc tính cứng, nhẹ, bền. Những hợp kim này được dùng để chế tạo máy bay, tên lửa, ôtô,... Kim loại Mg còn được dùng để tổng hợp nhiều hợp chất hữu cơ. Bột Mg trộn với chất oxi hoá dùng để chế tạo chất chiếu sáng ban đêm.

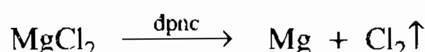
Kim loại Ca dùng làm chất khử để tách oxi, lưu huỳnh ra khỏi thép. Canxi còn được dùng để làm khô một số hợp chất hữu cơ.

2. Điều chế kim loại kiềm thổ

Trong tự nhiên, kim loại kiềm thổ chỉ tồn tại ở dạng ion M^{2+} trong các hợp chất. Phương pháp cơ bản điều chế kim loại kiềm thổ là điện phân muối nóng chảy của chúng.



Thí dụ : $CaCl_2 \xrightarrow{đpnc} Ca + Cl_2\uparrow$



$$MgCl_2 \xrightarrow{đpnc} Mg + Cl_2\uparrow$$

BÀI TẬP

1. So với nguyên tử canxi, nguyên tử kali có

   A. bán kính lớn hơn và độ âm điện lớn hơn

   B. bán kính lớn hơn và độ âm điện nhỏ hơn

   C. bán kính nhỏ hơn và độ âm điện nhỏ hơn

   D. bán kính nhỏ hơn và độ âm điện lớn hơn.

2. Điều chế kim loại Mg bằng cách điện phân $MgCl_2$ nóng chảy, quá trình nào xảy ra ở catot (cực âm) ?

   A. $Mg \longrightarrow Mg^{2+} + 2e$ B. $Mg^{2+} + 2e \longrightarrow Mg$

   C. $2Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2e$ D. $Cl_2 + 2e \longrightarrow 2Cl^-$

3. Các đại lượng hoặc tính chất sau đây của các kim loại kiềm thổ biến đổi như thế nào khi điện tích hạt nhân nguyên tử của chúng tăng dần ?

   a) Bán kính nguyên tử b) Năng lượng ion hoá

   c) Thế điện cực chuẩn E^o d) Tính khử.

   Đối với mỗi tính chất, hãy giải thích vì sao có sự biến đổi như vậy.

4. Nhóm IIA trong bảng tuần hoàn có những nguyên tố Ba, Be, Ca, Mg, Sr.

   a) Hãy viết các cặp oxi hoá – khử của những nguyên tố này và sắp xếp chúng theo chiều thế điện cực chuẩn tăng dần.

   b) Viết cấu hình electron nguyên tử đầy đủ của 2 nguyên tố tuỳ chọn.

   c) Vì sao các kim loại kiềm thổ có số oxi hoá là +2 mà không là +1 hoặc +3 ?

5. Năng lượng ion hoá và thế điện cực chuẩn của các kim loại kiềm thổ liên quan như thế nào đến tính khử của kim loại này ?

6. Câu nào sau đây diễn tả đúng tính chất của các kim loại kiềm thổ ?

   A. Tính khử của kim loại tăng theo chiều tăng của năng lượng ion hoá

   B. Tính khử của kim loại tăng theo chiều giảm của năng lượng ion hoá

   C. Tính khử của kim loại tăng theo chiều tăng của thế điện cực chuẩn

   D. Tính khử của kim loại tăng theo chiều tăng của độ âm điện.

7. Cho 10 gam một kim loại kiềm thổ tác dụng với nước, thu được 6,11 lít khí H_2 (25^oC và 1 atm). Hãy xác định tên của kim loại kiềm thổ đã dùng.

Bài 31

MỘT SỐ HỢP CHẤT QUAN TRỌNG CỦA KIM LOẠI KIỀM THỔ

- Hiểu tính chất hoá học của một số hợp chất kim loại kiềm thổ : hiđroxit, cacbonat, sunfat.
- Biết những ứng dụng của các hợp chất kim loại kiềm thổ.
- Biết thế nào là nước cứng và các biện pháp làm mềm nước cứng.

I – MỘT SỐ HỢP CHẤT CỦA CANXI

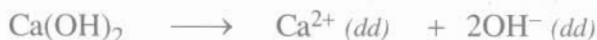
Hợp chất kim loại kiềm thổ phổ biến nhất và có ứng dụng rộng rãi hơn cả là hợp chất của canxi.

1. Canxi hiđroxit, $Ca(OH)_2$

a) *Tính chất*

Canxi hiđroxit là chất rắn màu trắng, ít tan trong nước (độ tan ở 25°C là 0,12 g/100 g H_2O).

Dung dịch canxi hiđroxit (nước vôi trong) là một bazơ mạnh :



$$Ca(OH)_2 \longrightarrow Ca^{2+}\,(dd) + 2OH^-\,(dd)$$

Dung dịch canxi hiđroxit có những tính chất chung của một bazơ tan (tác dụng với oxit axit, axit, muối).

b) *Ứng dụng*

Trộn vữa xây nhà. Khử chua đất trồng trọt. Sản xuất clorua vôi dùng để tẩy trắng và khử trùng.

2. Canxi cacbonat, $CaCO_3$

a) *Tính chất*

Canxi cacbonat là chất rắn màu trắng, không tan trong nước (độ tan ở 25°C là 0,00013 g/100 g H_2O).

Canxi cacbonat là muối của axit yếu và không bền, nên tác dụng được với nhiều axit hữu cơ và vô cơ giải phóng khí cacbon đioxit :



$$CaCO_3 + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2\uparrow$$



$$CaCO_3 + 2CH_3COOH \longrightarrow Ca(CH_3COO)_2 + H_2O + CO_2\uparrow$$

Canxi cacbonat tan dần trong nước có chứa khí cacbon đioxit, tạo ra muối tan là canxi hiđrocacbonat $Ca(HCO_3)_2$: $CaCO_3 + H_2O + CO_2 \rightleftharpoons Ca(HCO_3)_2$

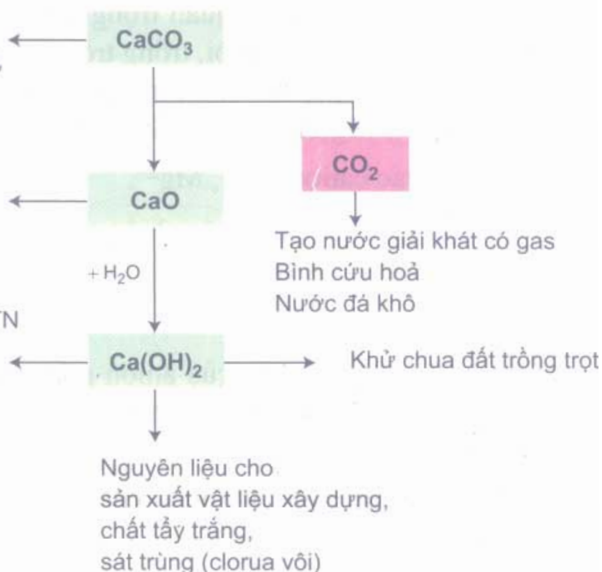
Phản ứng thuận giải thích sự xâm thực của nước mưa (có chứa CO_2) đối với đá vôi.

Phản ứng nghịch giải thích sự tạo thành thạch nhũ trong các hang động núi đá vôi (hình 6.2), sự tạo thành lớp cặn canxi cacbonat ($CaCO_3$) trong ấm đun nước, phích đựng nước nóng,...



Hình 6.2. *Thạch nhũ trong các hang động*

b) Ứng dụng



3. Canxi sunfat, $CaSO_4$

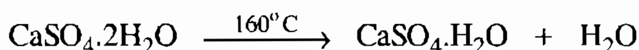
a) *Tính chất*

Canxi sunfat là chất rắn, màu trắng, tan ít trong nước (độ tan ở 25°C là 0,15 g/100 g H_2O).

Tuỳ theo lượng nước kết tinh trong muối canxi sunfat, ta có 3 loại :

$CaSO_4.2H_2O$ có trong tự nhiên là thạch cao sống, bền ở nhiệt độ thường.

$CaSO_4.H_2O$ hoặc $CaSO_4.0,5H_2O$ là thạch cao nung, được điều chế bằng cách nung thạch cao sống ở nhiệt độ khoảng 160°C :



$$CaSO_4.2H_2O \xrightarrow{160^oC} CaSO_4.H_2O + H_2O$$

$CaSO_4$ có tên là thạch cao khan, được điều chế bằng cách nung thạch cao sống ở nhiệt độ cao hơn. Thạch cao khan không tan và không tác dụng với nước.

b) *Ứng dụng*

Thạch cao nung có thể kết hợp với nước tạo thành thạch cao sống và khi đông cứng thì dãn nở thể tích, do vậy thạch cao rất ăn khuôn. Thạch cao nung thường được đúc tượng, đúc các mẫu chi tiết tinh vi dùng trang trí nội thất, làm phấn viết bảng, bó bột khi gãy xương,...

Thạch cao sống dùng để sản xuất xi măng.

II - NƯỚC CỨNG

1. Nước cứng

Nước có vai trò cực kì quan trọng đối với đời sống con người và hầu hết các ngành sản xuất, chăn nuôi, trồng trọt. Nước thường dùng là nước tự nhiên, được lấy từ sông, suối, hồ, nước ngầm. Nước này có hoà tan một số muối, như $Ca(HCO_3)_2$, $Mg(HCO_3)_2$, $CaSO_4$, $MgSO_4$, $CaCl_2$, $MgCl_2$. Vì vậy nước trong tự nhiên có các cation Ca^{2+}, Mg^{2+}.

Nước cứng là nước có chứa nhiều cation Ca^{2+}, Mg^{2+}. Nước chứa ít hoặc không chứa các ion trên được gọi là nước mềm.

2. Phân loại nước cứng

Căn cứ vào thành phần của anion gốc axit có trong nước cứng, người ta phân thành 3 loại : Nước có tính cứng tạm thời, nước có tính cứng vĩnh cửu và nước có tính cứng toàn phần.

a) Tính cứng tạm thời của nước cứng là do các muối $Ca(HCO_3)_2$, $Mg(HCO_3)_2$ gây ra :



$$Ca(HCO_3)_2 \longrightarrow Ca^{2+} + 2\,HCO_3^-$$



$$Mg(HCO_3)_2 \longrightarrow Mg^{2+} + 2\,HCO_3^-$$

b) Tính cứng vĩnh cửu của nước cứng là do các muối $CaCl_2$, $MgCl_2$, $CaSO_4$, $MgSO_4$ gây ra :



$$CaCl_2 \longrightarrow Ca^{2+} + 2Cl^-$$



$$MgCl_2 \longrightarrow Mg^{2+} + 2Cl^-$$



$$CaSO_4 \longrightarrow Ca^{2+} + SO_4^{2-}$$



$$MgSO_4 \longrightarrow Mg^{2+} + SO_4^{2-}$$

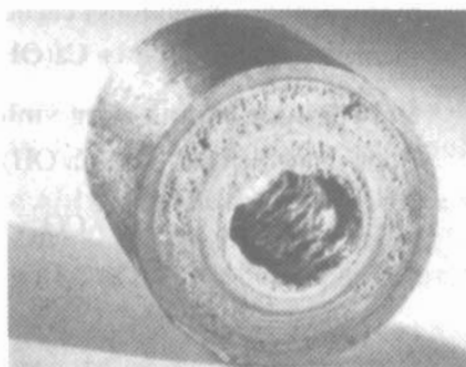
Nước tự nhiên thường có cả tính cứng tạm thời và vĩnh cửu.

c) Nước có tính cứng toàn phần là nước có cả tính cứng tạm thời và vĩnh cửu.

3. Tác hại của nước cứng

Thí nghiệm : Cho 2 – 3 cm^3 dung dịch $Ca(HCO_3)_2$ vào ống nghiệm. Thêm vào ống nghiệm một ít xà phòng hoặc vài giọt dung dịch xà phòng. Lắc mạnh ống nghiệm. Rút ra nhận xét.

Cho 2 – 3 cm^3 nước cất vào ống nghiệm rồi làm thí nghiệm như trên. Rút ra nhận xét và so sánh.



Hình 6.3.
Cặn $CaCO_3$ làm tắc ống dẫn nước nóng

Nước cứng gây nhiều trở ngại cho đời sống thường ngày. Giặt bằng xà phòng (natri stearat $C_{17}H_{35}COONa$) trong nước cứng sẽ tạo ra muối không tan là canxi stearat $(C_{17}H_{35}COO)_2Ca$, chất này bám trên vải sợi, làm cho quần áo mau mục nát. Mặt khác, nước cứng làm cho xà phòng có ít bọt, giảm khả năng tẩy rửa của nó. Nếu dùng nước cứng để nấu thức ăn, sẽ làm cho thực phẩm lâu chín và giảm mùi vị.

Nước cứng cũng gây tác hại cho các ngành sản xuất, như tạo ra các cặn trong nồi hơi, gây lãng phí nhiên liệu và không an toàn. Nước cứng gây ra hiện tượng làm tắc ống dẫn nước nóng trong sản xuất và trong đời sống (hình 6.3). Nước cứng cũng làm hỏng nhiều dung dịch cần pha chế.

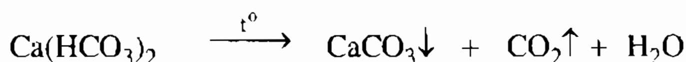
Vì vậy, việc làm mềm nước cứng trước khi dùng có ý nghĩa rất quan trọng.

Nguyên tắc làm mềm nước cứng là [illegible]. Thực hiện nguyên tắc này, người ta dùng phương pháp chuyển những cation tự do này vào hợp chất không tan (phương pháp kết tủa) hoặc thay thế những cation này bằng những cation khác (phương pháp trao đổi ion).

a) *Phương pháp kết tủa*

Đối với nước có tính cứng tạm thời

Đun sôi nước có tính cứng tạm thời trước khi dùng, muối hiđrocacbonat chuyển thành muối cacbonat không tan :



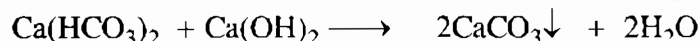
$$Ca(HCO_3)_2 \xrightarrow{t^o} CaCO_3\downarrow + CO_2\uparrow + H_2O$$



$$Mg(HCO_3)_2 \xrightarrow{t^o} MgCO_3\downarrow + CO_2\uparrow + H_2O$$

Lọc bỏ kết tủa, được nước mềm.

Dùng một khối lượng vừa đủ dung dịch $Ca(OH)_2$ để trung hoà muối hiđrocacbonat thành muối cacbonat kết tủa. Lọc bỏ chất không tan, được nước mềm :



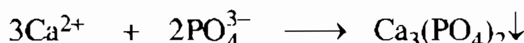
$$Ca(HCO_3)_2 + Ca(OH)_2 \longrightarrow 2CaCO_3\downarrow + 2H_2O$$

Đối với nước có tính cứng vĩnh cửu

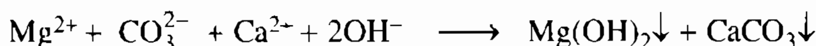
Dùng dung dịch Na_2CO_3, $Ca(OH)_2$ và dung dịch Na_3PO_4 để làm mềm nước cứng :



$$Ca^{2+} + CO_3^{2-} \longrightarrow CaCO_3\downarrow$$



$$3Ca^{2+} + 2PO_4^{3-} \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2\downarrow$$



$$Mg^{2+} + CO_3^{2-} + Ca^{2+} + 2OH^- \longrightarrow Mg(OH)_2\downarrow + CaCO_3\downarrow$$

Dung dịch Na_2CO_3 cũng được dùng để làm mềm nước có tính cứng tạm thời.

b) *Phương pháp trao đổi ion*

Phương pháp trao đổi ion được dùng phổ biến để làm mềm nước. Phương pháp này dựa trên khả năng trao đổi ion của các hạt zeolit (các alumino silicat kết tinh, có trong tự nhiên hoặc được tổng hợp, trong tinh thể có chứa những lỗ trống nhỏ) hoặc nhựa trao đổi ion. *Thí dụ :* cho nước cứng đi qua chất trao đổi ion là các hạt zeolit thì một số ion Na^+ của zeolit rời khỏi mạng tinh thể, đi vào trong nước nhường chỗ cho các ion Ca^{2+} và Mg^{2+} bị giữ lại trong mạng tinh thể silicat.

BÀI TẬP

1. Chất nào sau đây không bị phân huỷ khi nung nóng ?

   A. $Mg(NO_3)_2$ B. $CaCO_3$

   C. $CaSO_4$ D. $Mg(OH)_2$.

2. Theo thuyết Bron – stet, ion nào sau đây (trong dung dịch) có tính lưỡng tính ?

   A. CO_3^{2-} B. OH^-

   C. Ca^{2+} D. HCO_3^-.

3. Nước tự nhiên có chứa những ion nào dưới đây thì được gọi là nước có tính cứng tạm thời ?

   A. Ca^{2+}, Mg^{2+}, Cl^- B. Ca^{2+}, Mg^{2+}, SO_4^{2-}

   C. Cl^-, SO_4^{2-}, HCO_3^-, Ca^{2+} D. HCO_3^-, Ca^{2+}, Mg^{2+}.

4. Một loại nước cứng khi được đun sôi thì mất tính cứng. Trong loại nước cứng này có hoà tan những hợp chất nào sau đây ?

   A. $Ca(HCO_3)_2$, $MgCl_2$ B. $Ca(HCO_3)_2$, $Mg(HCO_3)_2$

   C. $Mg(HCO_3)_2$, $CaCl_2$ D. $MgCl_2$, $CaSO_4$.

5. Cho các chất :

   A. NaCl C Na_2CO_3 E. $BaCl_2$

   B. $Ca(OH)_2$ D. HCl F. Na_2SO_4

   Những chất nào có thể :

   a) Làm mềm nước có tính cứng tạm thời ?

   b) Làm mềm nước có tính cứng vĩnh cửu ?

   Viết phương trình hoá học.

6. a) Có 4 chất rắn đựng trong 4 lọ riêng biệt : Na_2CO_3, $CaCO_3$, Na_2SO_4, $CaSO_4.2H_2O$. Bằng cách nào để phân biệt được các chất, nếu ta chỉ dùng nước và dung dịch axit clohiđric ?

   b) Có 3 chất rắn đựng trong 3 lọ riêng biệt là NaCl, $CaCl_2$ và $MgCl_2$. Hãy trình bày phương pháp hoá học để phân biệt các chất (có đủ dụng cụ và những hoá chất cần thiết).

7. Trong tự nhiên, các nguyên tố canxi và magie có trong quặng đôlômit : $CaCO_3.MgCO_3$. Từ quặng này, hãy trình bày phương pháp hoá học điều chế :

   a) Hai chất riêng biệt là $CaCO_3$ và $MgCO_3$;

   b) Hai kim loại riêng biệt là Ca và Mg.

   Viết các phương trình hoá học.

8. Dựa vào bảng tính tan của một số hợp chất kim loại kiềm thổ (xem phần tư liệu), hãy xét xem phản ứng nào sau đây xảy ra :



$$Mg(OH)_2 + Ca^{2+} \longrightarrow Ca(OH)_2 + Mg^{2+}$$



$$Ca(OH)_2 + Mg^{2+} \longrightarrow Mg(OH)_2 + Ca^{2+}$$

9. Cho 10 lít (đktc) hỗn hợp khí gồm N_2 và CO_2 tác dụng với 2 lít dung dịch $Ca(OH)_2$ nồng độ 0,02 mol/l, thu được 1 g chất kết tủa.

Hãy xác định thành phần phần trăm theo thể tích của mỗi khí trong hỗn hợp ban đầu.

10. Có 3 cốc đựng lần lượt : nước mưa, nước có tính cứng tạm thời, nước có tính cứng vĩnh cửu. Hãy nhận biết nước đựng trong mỗi cốc bằng phương pháp hoá học. Viết phương trình hoá học.

11. Cần bao nhiêu gam Na_2CO_3 vừa đủ để làm mềm một lượng nước cứng, biết lượng $CaSO_4$ có trong lượng nước cứng trên là 6.10^{-5} mol.

12. Tính tổng khối lượng theo mg/lít của các ion Ca^{2+} và Mg^{2+} có trong một loại nước tự nhiên. Biết rằng trong nước này có chứa đồng thời các muối $Ca(HCO_3)_2$, $Mg(HCO_3)_2$ và $CaSO_4$ với khối lượng tương ứng là 112,5 mg/l, 11,9 mg/l và 54,5 mg/l.



BẢNG ĐỘ TAN (Ở 25°C) CỦA MỘT SỐ HỢP CHẤT KIM LOẠI KIỀM THỔ

Hợp chất	Độ tan (mol/100g H_2O)	Hợp chất	Độ tan (mol/100g H_2O)
$MgSO_4$	3600.10^{-4}	$MgCO_3$	$1,3.10^{-4}$
$CaSO_4$	11.10^{-4}	$CaCO_3$	$0,13.10^{-4}$
$SrSO_4$	$0,62.10^{-4}$	$SrCO_3$	$0,07.10^{-4}$
$BaSO_4$	$0,009.10^{-4}$	$BaCO_3$	$0,09.10^{-4}$

Hợp chất	Độ tan (mol/100g H_2O)	Hợp chất	Độ tan (mol/100g H_2O)
$Mg(OH)_2$	$0,2.10^{-4}$	$Mg(NO_3)_2$	$4,9.10^{-1}$
$Ca(OH)_2$	16.10^{-4}	$Ca(NO_3)_2$	$7,7.10^{-1}$
$Sr(OH)_2$	330.10^{-4}	$Sr(NO_3)_2$	$3,4.10^{-1}$
$Ba(OH)_2$	240.10^{-4}	$Ba(NO_3)_2$	$0,35.10^{-1}$

Bài 32

LUYỆN TẬP

TÍNH CHẤT CỦA KIM LOẠI KIỀM, KIM LOẠI KIỀM THỔ

- Củng cố những tính chất của kim loại kiềm, kim loại kiềm thổ và hợp chất quan trọng của chúng.
- Vận dụng kiến thức để giải thích các hiện tượng hoá học và giải bài tập.

A. TÍNH CHẤT VẬT LÍ

1. Cấu hình electron nguyên tử

Kim loại kiềm	Li [He]$2s^1$	Na [Ne]$3s^1$	K [Ar]$4s^1$	Rb [Kr]$5s^1$	Cs [Xe]$6s^1$
Kim loại kiềm thổ	Be [He]$2s^2$	Mg [Ne]$3s^2$	Ca [Ar]$4s^2$	Sr [Kr]$5s^2$	Ba [Xe]$6s^2$

2. Năng lượng ion hoá (kJ/mol)

I_1 của KLK : giảm dần từ Li (520) đến Cs (376).

I_2 của KLKT : giảm dần từ Be (1800) đến Ba (970).

3. Độ âm điện

Kim loại kiềm : giảm dần từ Li (0,98) đến Cs (0,79).

Kim loại kiềm thổ : giảm dần từ Be (1,57) đến Ba (0,89).

4. Thế điện cực chuẩn của các cặp oxi hoá – khử

$E^o_{M^+/M}$(V)	Li^+/Li – 3,05	Na^+/Na – 2,71	K^+/K – 2,93	Rb^+/Rb – 2,98	Cs^+/Cs – 2,92
$E^o_{M^{2+}/M}$(V)	Be^{2+}/Be – 1,85	Mg^{2+}/Mg – 2,37	Ca^{2+}/Ca – 2,87	Sr^{2+}/Sr – 2,89	Ba^{2+}/Ba – 2,90

B. TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

1. Tính khử

Căn cứ vào cấu hình electron nguyên tử, năng lượng ion hoá, thế điện cực chuẩn của kim loại kiềm và kim loại kiềm thổ, ta rút ra : kim loại kiềm và kim loại kiềm thổ đều có tính khử mạnh, song kim loại kiềm có tính khử mạnh hơn kim loại kiềm thổ : $M \longrightarrow M^{n+} + ne$

(Viết các phương trình hoá học của Na, Ca khử nước, phi kim, axit.)

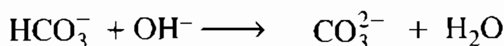
Tính chất của các hợp chất kim loại kiềm, kim loại kiềm thổ

a) ***Hiđroxit***

Hiđroxit của kim loại kiềm đều là những bazơ mạnh, mạnh hơn hiđroxit của kim loại kiềm thổ.

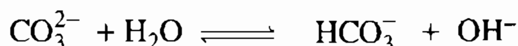
b) ***Muối***

– Hiđrocacbonat của kim loại kiềm và kim loại kiềm thổ có tính lưỡng tính là do ion HCO_3^- : $HCO_3^- + H^+ \longrightarrow H_2O + CO_2$



$$HCO_3^- + OH^- \longrightarrow CO_3^{2-} + H_2O$$

– Dung dịch muối cacbonat của kim loại kiềm và kim loại kiềm thổ có môi trường bazơ là do phản ứng sau :



$$CO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$$

C. ĐIỀU CHẾ

Các kim loại kiềm, kim loại kiềm thổ được điều chế bằng phương pháp điện phân, thu được kim loại ở catot (viết sơ đồ điện phân muối NaCl, $MgCl_2$ nóng chảy).

BÀI TẬP

1. Khi điện phân $MgCl_2$ nóng chảy,

A. ở cực dương, ion Mg^{2+} bị oxi hoá

B. ở cực âm, ion Mg^{2+} bị khử

C. ở cực dương, nguyên tử Mg bị oxi hoá

D. ở cực âm, nguyên tử Mg bị khử.

2. Điện phân một muối kim loại M nóng chảy với cường độ dòng điện là 10A trong thời gian 2 giờ, người ta thu được ở catot 0,373 mol kim loại M. Số oxi hoá của kim loại M trong muối là

A. +1 B. +2 C. +3 D. +4.

3. 1,24g Na_2O tác dụng với nước, được 100ml dung dịch. Nồng độ mol của chất trong dung dịch là

A. 0,04M B. 0,02M C. 0,4M D. 0,2M.

4. Trong mỗi trường hợp sau đây, hãy dẫn ra một phương trình hoá học của phản ứng để minh hoạ :

a) Nguyên tử Mg bị oxi hoá.

b) Ion Mg^{2+} bị khử.

c) Ion magie có số oxi hoá không thay đổi.

Bài 33

NHÔM

- Hiểu tính chất hoá học của nhôm.
- Biết vị trí, tính chất vật lí, ứng dụng và sản xuất nhôm.

I – VỊ TRÍ VÀ CẤU TẠO

1. Vị trí của nhôm trong bảng tuần hoàn

Nhôm là nguyên tố hoá học có số hiệu nguyên tử 13, thuộc nhóm IIIA, chu kì 3. Trong nhóm, nhôm đứng dưới nguyên tố phi kim bo (B). Trong chu kì, nhôm đứng sau nguyên tố kim loại magie (Mg) và trước nguyên tố phi kim silic (Si).

	5 **B**	
12 **Mg**	13 **Al**	14 **Si**

2. Cấu tạo của nhôm

Cấu hình electron nguyên tử : Nhôm có bán kính nguyên tử (0,125 nm) nhỏ hơn nguyên tử Mg (0,16 nm). Nguyên tử nhôm có 13e được phân bố như sau : $1s^22s^22p^63s^23p^1$, trong đó có 3e hoá trị ($3s^23p^1$). Ion Al^{3+} có cấu hình electron của nguyên tử khí hiếm Ne :




$$\underset{[Ne]3s^23p^1}{Al} \longrightarrow \underset{[Ne]}{Al^{3+}} + 3e$$

Al là nguyên tố p.

Năng lượng ion hoá : So sánh năng lượng ion hoá I_3 với I_2 của nguyên tử nhôm ta thấy $I_3 : I_2 = 2744 : 1816 = 1,5 : 1$.

Như vậy, năng lượng ion hoá I_3 chỉ lớn hơn năng lượng ion hoá I_2 có 1,5 lần. Do vậy khi cung cấp năng lượng cho nguyên tử Al sẽ có 3e tách ra khỏi nguyên tử.

Độ âm điện : Nguyên tử Al có giá trị độ âm điện là 1,61.

Số oxi hoá : Trong hợp chất, nguyên tố Al có số oxi hoá bền là +3.

Mạng tinh thể : Nhôm có cấu tạo kiểu mạng lập phương tâm diện.

II – TÍNH CHẤT VẬT LÍ

Nhôm là kim loại màu trắng bạc, mềm, dễ kéo sợi và dát mỏng. Có thể dát được lá nhôm mỏng 0,01 mm dùng để gói thực phẩm.

Nhôm là kim loại nhẹ (2,7 g/cm^3), nóng chảy ở nhiệt độ 660^{o}C.

Nhôm dẫn điện và dẫn nhiệt tốt. Độ dẫn nhiệt bằng 2/3 đồng nhưng lại nhẹ hơn đồng 3 lần. Độ dẫn điện của nhôm hơn sắt 3 lần.

III – TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

Nhôm có thế điện cực chuẩn nhỏ so với nhiều kim loại khác ($E^o_{Al^{3+}/Al} = -1,66$ V).

Nguyên tử nhôm có năng lượng ion hoá thấp. Do vậy nhôm là kim loại có tính khử mạnh. Tuy nhiên tính khử của nhôm yếu hơn các kim loại kiềm và kim loại kiềm thổ. Tính khử mạnh của nhôm được thể hiện qua những phản ứng hoá học sau :

1. Tác dụng với phi kim

Nhôm tác dụng trực tiếp và mạnh với nhiều phi kim như O_2, Cl_2, S, ...

Thí dụ : Khi đốt nóng, bột nhôm cháy sáng trong không khí (hình 6.4). Phản ứng toả nhiều nhiệt.



$$4Al + 3O_2 \xrightarrow{t^o} 2Al_2O_3$$

Nhôm bền trong không khí ở nhiệt độ thường do có màng oxit Al_2O_3 rất mỏng, mịn và bền chắc bảo vệ.

Bột nhôm tự bốc cháy khi tiếp xúc với khí clo :



$$2Al + 3Cl_2 \longrightarrow 2AlCl_3$$



Hình 6.4.
Bột nhôm cháy trong không khí

2. Tác dụng với axit

Thế điện cực chuẩn của nhôm ($E^o_{Al^{3+}/Al} = -1,66$ V) nhỏ nên kim loại nhôm khử dễ dàng ion H^+ của dung dịch axit, như HCl và H_2SO_4 loãng, giải phóng H_2 :

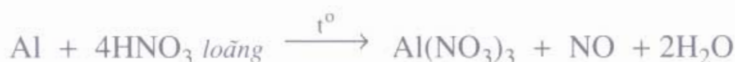


$$2Al + 6HCl \longrightarrow 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow$$



$$2Al + 6H^+ \longrightarrow 2Al^{3+} + 3H_2\uparrow$$

Nhôm khử $\overset{+5}{N}$ trong HNO_3 ở dung dịch loãng hoặc đặc, nóng và $\overset{+6}{S}$ trong H_2SO_4 ở dung dịch đặc, nóng xuống số oxi hoá thấp hơn :



$$Al + 4HNO_3\ \textit{loãng} \xrightarrow{t^o} Al(NO_3)_3 + NO + 2H_2O$$

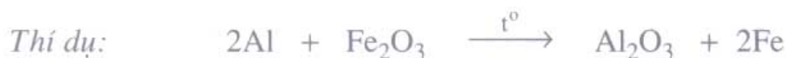


$$2Al + 6H_2SO_4\ \textit{đặc} \xrightarrow{t^o} Al_2(SO_4)_3 + 3SO_2 + 6H_2O$$

Nhôm không tác dụng với H_2SO_4 và HNO_3 đặc, nguội. Những axit này đã oxi hoá bề mặt kim loại tạo thành một màng oxit có tính trơ, làm cho nhôm thụ động. Nhôm bị thụ động sẽ không tác dụng với các dung dịch HCl, H_2SO_4 loãng.

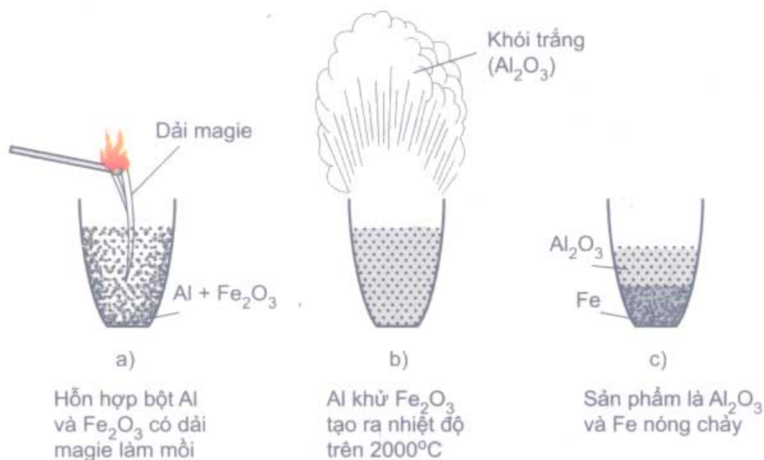
3. Tác dụng với oxit kim loại

Ở nhiệt độ cao, Al khử được nhiều oxit kim loại như Fe_2O_3, Cr_2O_3,... thành kim loại tự do.



Thí dụ: $2Al + Fe_2O_3 \xrightarrow{t^o} Al_2O_3 + 2Fe$

Phản ứng của Al với oxit kim loại gọi là phản ứng nhiệt nhôm. Nhiệt lượng do phản ứng toả ra làm nóng chảy các kim loại (hình 6.5).



Hình 6.5. *Phản ứng nhiệt nhôm*

4. Tác dụng với nước

Thế điện cực của hiđro ở pH = 7 $(E^o_{H_2O/H_2} = -0,41V)$ cao hơn so với thế điện cực chuẩn của nhôm $(E^o_{Al^{3+}/Al})$ nên nhôm có thể khử được nước, giải phóng khí hiđro :



$$2Al + 6H_2O \longrightarrow 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2\uparrow$$

Phản ứng trên nhanh chóng dừng lại vì lớp $Al(OH)_3$ không tan trong nước đã ngăn cản không cho nhôm tiếp xúc với nước.

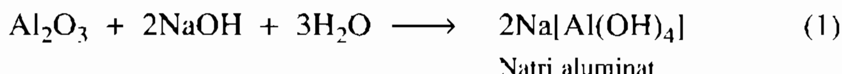
Vì sao những vật bằng nhôm hàng ngày tiếp xúc với nước dù ở nhiệt độ nào cũng không xảy ra phản ứng ?

Đó là do trên bề mặt của vật được phủ kín bằng màng Al_2O_3 rất mỏng (không dày hơn 10^{-5}mm) rất mịn và bền chắc đã không cho nước và khí thấm qua.

c) Tác dụng với dung dịch kiềm

Những đồ vật bằng nhôm bị hoà tan trong dung dịch kiềm như NaOH, $Ca(OH)_2$,... Hiện tượng này được giải thích như sau :

Trước hết, màng bảo vệ là Al_2O_3 bị phá huỷ trong dung dịch kiềm :



$$Al_2O_3 + 2NaOH + 3H_2O \longrightarrow \underset{\text{Natri aluminat}}{2Na[Al(OH)_4]} \quad (1)$$

Tiếp đến, kim loại nhôm khử H_2O :



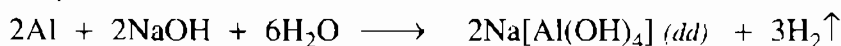
$$2Al + 6H_2O \longrightarrow 2Al(OH)_3 + 3H_2\uparrow \quad (2)$$

Màng $Al(OH)_3$ bị phá huỷ trong dung dịch bazơ :



$$Al(OH)_3 + NaOH \longrightarrow Na[Al(OH)_4] \quad (3)$$

Các phản ứng (2) và (3) xảy ra luân phiên nhau cho đến khi nhôm bị tan hết. Hai phương trình hoá học của hai phản ứng trên có thể viết gộp vào một phương trình hoá học như sau :



$$2Al + 2NaOH + 6H_2O \longrightarrow 2Na[Al(OH)_4]\,(dd) + 3H_2\uparrow$$

Nhôm và hợp kim nhôm có đặc tính nhẹ, bền đối với không khí và nước, được dùng làm vật liệu chế tạo máy bay, ôtô, tên lửa, tàu vũ trụ.

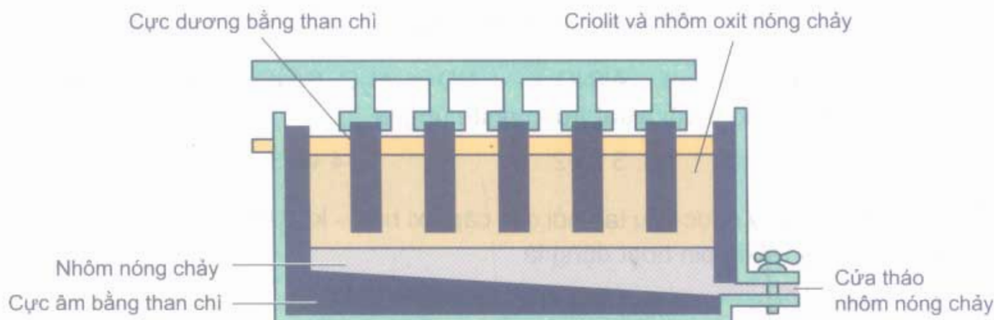
Nhôm và hợp kim nhôm có màu trắng bạc, đẹp, được dùng làm khung cửa và trang trí nội thất.

Nhôm có tính dẫn điện, dẫn nhiệt tốt, được dùng làm dây cáp dẫn điện thay thế cho đồng là kim loại đắt tiền. Nhôm được dùng chế tạo các thiết bị trao đổi nhiệt, các dụng cụ đun nấu trong gia đình.

Bột nhôm dùng để chế tạo hỗn hợp tecmit (hỗn hợp bột Al và Fe_2O_3), được dùng để hàn gắn đường ray,...

Trong công nghiệp, nhôm được sản xuất từ quặng boxit bằng phương pháp điện phân. Hai công đoạn chính của quá trình sản xuất là :

Công đoạn tinh chế quặng boxit : Ngoài thành phần chính là $Al_2O_3.2H_2O$, trong quặng boxit còn có tạp chất là SiO_2 và Fe_2O_3. Bằng phương pháp hoá học, người ta loại bỏ các tạp chất để có Al_2O_3 nguyên chất.

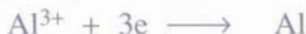


Hình 6.6. *Sơ đồ thùng điện phân Al_2O_3 nóng chảy*

Công đoạn điện phân Al_2O_3 nóng chảy : Al_2O_3 nóng chảy ở 2050 °C. Người ta trộn nó với criolit (Na_3AlF_6). Hỗn hợp này nóng chảy ở khoảng 900 °C. Việc làm này một mặt tiết kiệm năng lượng đồng thời tạo được chất lỏng có tính dẫn điện tốt hơn Al_2O_3 nóng chảy, mặt khác hỗn hợp chất điện li này có khối lượng riêng nhỏ hơn nhôm, nổi lên trên và ngăn cản Al nóng chảy không bị oxi hoá trong không khí.

Thùng điện phân có cực âm (catot) là tấm than chì ở đáy thùng. Cực dương (anot) là những khối than chì có thể chuyển động theo phương thẳng đứng (hình 6.6).

Ở cực âm xảy ra sự khử ion Al^{3+} thành kim loại Al :



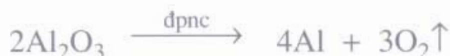
$$Al^{3+} + 3e \longrightarrow Al$$

Ở cực dương xảy ra sự oxi hoá O^{2-} thành khí O_2 :



$$2O^{2-} \longrightarrow O_2 + 4e$$

Phương trình điện phân Al_2O_3 nóng chảy :



$$2Al_2O_3 \xrightarrow{\text{đpnc}} 4Al + 3O_2\uparrow$$

Khí oxi sinh ra ở cực dương đốt cháy dần dần than chì sinh ra CO_2. Do vậy trong quá trình điện phân phải hạ thấp dần các cực dương vào thùng điện phân.

Để có được 1 kg nhôm cần khoảng : 2kg Al_2O_3, 0,5 kg C tiêu hao ở cực dương, 8 – 10 kWh điện năng.

BÀI TẬP

1. Cho Al + $HNO_3 \longrightarrow Al(NO_3)_3 + NO + H_2O$. Số phân tử HNO_3 bị Al khử và số phân tử HNO_3 tạo muối nitrat trong phản ứng là

A. 1 và 3 B. 3 và 2 C. 4 và 3 D. 3 và 4

2. Một pin điện hoá được cấu tạo bởi các cặp oxi hoá – khử Al^{3+}/Al và Cu^{2+}/Cu. Phản ứng hoá học xảy ra khi pin hoạt động là

A. $2Al + 3Cu \longrightarrow 2Al^{3+} + 3Cu^{2+}$

B. $2Al^{3+} + 3Cu \longrightarrow 2Al + 3Cu^{2+}$

C. $2Al + 3Cu^{2+} \longrightarrow 2Al^{3+} + 3Cu$

D. $2Al^{3+} + 3Cu^{2+} \longrightarrow 2Al + 3Cu$

3. Tuỳ thuộc nồng độ của dung dịch HNO_3, kim loại nhôm có thể khử HNO_3 thành NO_2, NO, N_2 hoặc NH_4NO_3. Hãy viết các phương trình hoá học của những phản ứng trên.

4. Có 4 kim loại là : Na, Ca, Fe, và Al. Hãy nhận biết mỗi kim loại bằng phương pháp hoá học và dẫn ra những phản ứng hoá học đã dùng.

5. Khử hoàn toàn 16 gam bột Fe_2O_3 bằng bột nhôm. Hãy cho biết :

a) Khối lượng bột nhôm cần dùng.

b) Khối lượng của những chất sau phản ứng.

6. Sản xuất nhôm bằng phương pháp điện phân nhôm oxit nóng chảy. Hãy tính khối lượng Al_2O_3 và than chì (C) cần dùng để sản xuất được 5,4 tấn nhôm. Cho rằng toàn bộ lượng khí oxi tạo ra ở cực dương đã đốt cháy than chì thành cacbon đioxit.

Bài 34

MỘT SỐ HỢP CHẤT QUAN TRỌNG CỦA NHÔM

- Hiểu những tính chất của nhôm oxit, nhôm hiđroxit, nhôm sunfat.
- Biết những ứng dụng quan trọng của các hợp chất nhôm.
- Biết cách nhận biết ion Al^{3+} trong dung dịch.

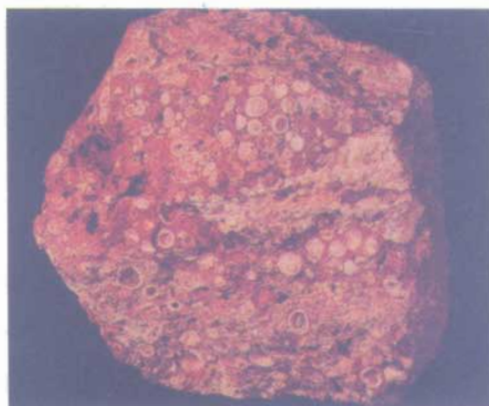
I – NHÔM OXIT

1. Tính chất vật lí và trạng thái tự nhiên

Nhôm oxit là chất rắn màu trắng, không tác dụng với nước và không tan trong nước. Nóng chảy ở 2050°C.

Trong tự nhiên, nhôm oxit tồn tại cả ở dạng ngậm nước và dạng khan :

Dạng ngậm nước như boxit $Al_2O_3.2H_2O$ là nguyên liệu quan trọng để sản xuất nhôm (hình 6.7).



Hình 6.7. *Quặng boxit*

Dạng khan như emeri, có độ cứng cao, dùng làm đá mài. Corinđon là ngọc thạch rất cứng, cấu tạo tinh thể trong suốt, không màu. Corinđon thường có màu là do lẫn một số tạp chất oxit kim loại. Nếu tạp chất là Cr_2O_3, ngọc có màu đỏ tên là rubi, nếu tạp chất là TiO_2 và Fe_3O_4, ngọc có màu xanh tên là saphia (hình 6.8)

Rubi và saphia nhân tạo được chế tạo bằng cách nung nóng hỗn hợp nhôm oxit với Cr_2O_3 hoặc TiO_2 và Fe_3O_4.



Hình 6.8.
Một số vật phẩm sưu tầm về saphia

2. Tính chất hoá học

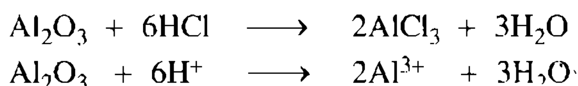
a) *Tính bền*

Ion Al^{3+} có điện tích lớn (3+) và bán kính ion nhỏ (0,048 nm) bằng 1/2 bán kính ion Na^+ hoặc 2/3 bán kính ion Mg^{2+} nên lực hút giữa ion Al^{3+} và ion O^{2-} rất mạnh, tạo ra liên kết rất bền vững. Do cấu trúc này mà Al_2O_3 có nhiệt độ nóng chảy rất cao (2050°C) và khó bị khử thành kim loại Al.

b) *Tính lưỡng tính*

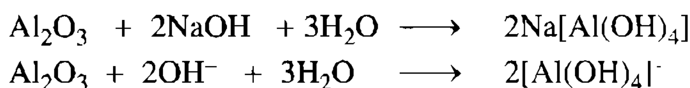
Al_2O_3 có tính lưỡng tính : tác dụng được với dung dịch axit và dung dịch kiềm.

Al_2O_3 thể hiện tính bazơ :



$$Al_2O_3 + 6HCl \longrightarrow 2AlCl_3 + 3H_2O$$
$$Al_2O_3 + 6H^+ \longrightarrow 2Al^{3+} + 3H_2O$$

Al_2O_3 thể hiện tính axit :



$$Al_2O_3 + 2NaOH + 3H_2O \longrightarrow 2Na[Al(OH)_4]$$
$$Al_2O_3 + 2OH^- + 3H_2O \longrightarrow 2[Al(OH)_4]^-$$

c) *Ứng dụng*

Tinh thể Al_2O_3 (corinđon) được dùng làm đồ trang sức, chế tạo các chi tiết trong các ngành kĩ thuật chính xác, như chân kính đồng hồ, thiết bị phát tia lade,...

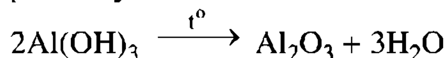
Bột Al_2O_3 có độ cứng cao được dùng làm vật liệu mài.

Boxit $Al_2O_3.2H_2O$ là nguyên liệu sản xuất nhôm kim loại.

II – NHÔM HIĐROXIT

a) *Tính không bền với nhiệt*

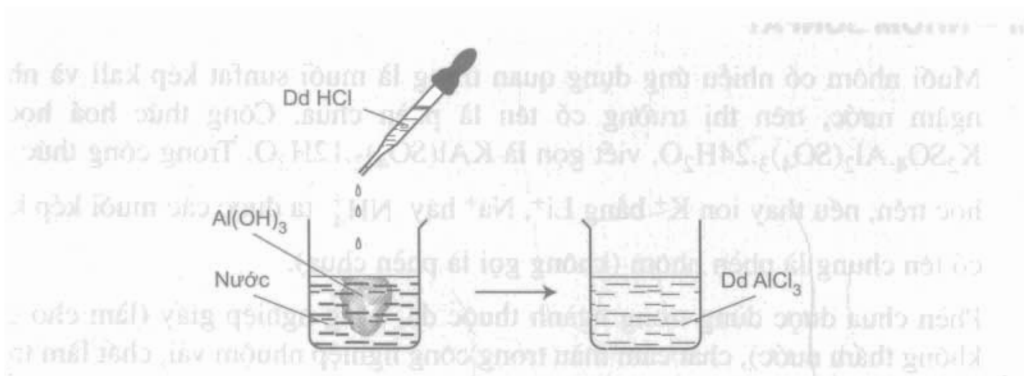
Nhôm hiđroxit ($Al(OH)_3$) là hợp chất không bền đối với nhiệt, khi đun nóng bị phân huỷ thành nhôm oxit :



$$2Al(OH)_3 \xrightarrow{t^o} Al_2O_3 + 3H_2O$$

b) *Tính lưỡng tính*

• *Thí nghiệm 1 :* Thả một ít $Al(OH)_3$ vừa được điều chế vào cốc nước, nhỏ vài giọt dung dịch HCl vào $Al(OH)_3$ (hình 6.9).



Hình 6.9.
$Al(OH)_3$ tác dụng với dung dịch HCl

Nhận xét : Khi tác dụng với axit mạnh, $Al(OH)_3$ thể hiện tính bazơ

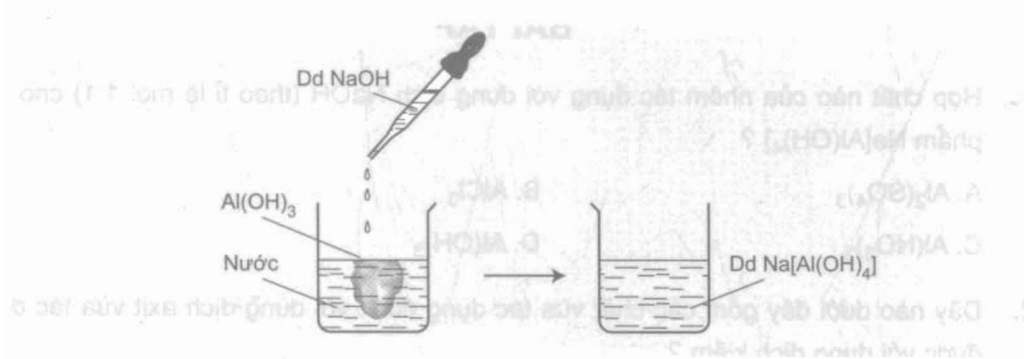


$$Al(OH)_3 + 3HCl \longrightarrow AlCl_3 + 3H_2O$$



$$Al(OH)_3 + 3H^+ \longrightarrow Al^{3+} + 3H_2O$$

• *Thí nghiệm 2 :* Thả một ít $Al(OH)_3$ vào cốc nước, nhỏ vài giọt dung dịch kiềm (như NaOH, KOH, ...) vào $Al(OH)_3$ (hình 6.10).



Hình 6.10.
$Al(OH)_3$ tác dụng với dung dịch NaOH

Nhận xét : Khi tác dụng với kiềm, $Al(OH)_3$ thể hiện tính axit



$$Al(OH)_3 + NaOH \longrightarrow Na[Al(OH)_4]$$



$$Al(OH)_3 + OH^- \longrightarrow [Al(OH)_4]^-$$

Kết luận : $Al(OH)_3$ là hiđroxit lưỡng tính.

III – NHÔM SUNFAT

Muối nhôm có nhiều ứng dụng quan trọng là muối sunfat kép kali và nhôm ngậm nước, trên thị trường có tên là phèn chua. Công thức hoá học là $K_2SO_4.Al_2(SO_4)_3.24H_2O$, viết gọn là $KAl(SO_4)_2.12H_2O$. Trong công thức hoá học trên, nếu thay ion K^+ bằng Li^+, Na^+ hay NH_4^+ ta được các muối kép khác có tên chung là phèn nhôm (không gọi là phèn chua).

Phèn chua được dùng trong ngành thuộc da, công nghiệp giấy (làm cho giấy không thấm nước), chất cầm màu trong công nghiệp nhuộm vải, chất làm trong nước đục,...

IV – CÁCH NHẬN BIẾT ION Al^{3+} TRONG DUNG DỊCH

Cho từ từ dung dịch NaOH đến dư vào dung dịch thí nghiệm, nếu thấy có kết tủa keo xuất hiện rồi tan trong NaOH dư thì chứng tỏ có ion Al^{3+}.

$$Al^{3+} + 3OH^- \longrightarrow Al(OH)_3\downarrow$$

$$Al(OH)_3 + OH^-\ _{(dư)} \longrightarrow [Al(OH)_4]^-$$

BÀI TẬP

1. Hợp chất nào của nhôm tác dụng với dung dịch NaOH (theo tỉ lệ mol 1:1) cho sản phẩm $Na[Al(OH)_4]$?

A. $Al_2(SO_4)_3$ B. $AlCl_3$

C. $Al(NO_3)_3$ D. $Al(OH)_3$

2. Dãy nào dưới đây gồm các chất vừa tác dụng được với dung dịch axit vừa tác dụng được với dung dịch kiềm ?

A. $AlCl_3$ và $Al_2(SO_4)_3$

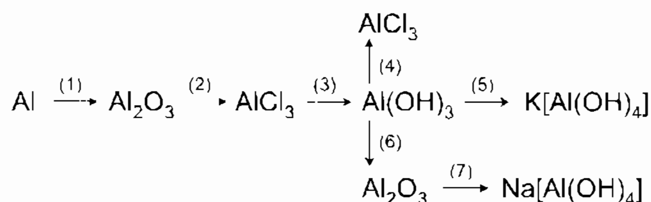
B. $Al(NO_3)_3$ và $Al(OH)_3$

C. $Al_2(SO_4)_3$ và Al_2O_3

D. $Al(OH)_3$ và Al_2O_3.

3. Có 3 chất rắn là : Mg, Al_2O_3, Al. Hãy nhận biết mỗi chất đã cho bằng phương pháp hoá học. Viết phương trình hoá học.

4. Viết phương trình hoá học biểu diễn những chuyển đổi hoá học sau, ghi rõ điều kiện của phản ứng và cho biết phản ứng nào thuộc loại phản ứng oxi hoá – khử :



5. Có các dung dịch $AlCl_3$, HCl, NaOH, H_2O và dụng cụ cần thiết. Hãy điều chế và chứng minh tính lưỡng tính của Al_2O_3 và $Al(OH)_3$. Viết phương trình hoá học.

6. Cho 31,2 gam hỗn hợp bột Al và Al_2O_3 tác dụng với dung dịch NaOH dư. Phản ứng xảy ra hoàn toàn, thu được 13,44 lít H_2 (đktc). Hãy cho biết :

a) Các phương trình hoá học của các phản ứng đã xảy ra.

b) Khối lương mỗi chất có trong hỗn hợp ban đầu.

c) Thể tích dung dịch NaOH 4M đã dùng (biết rằng trong thí nghiệm này người ta đã dùng dư 10 cm^3 so với thể tích cần dùng).

7. Cho 150 cm^3 dung dịch NaOH 7M tác dụng với 100 cm^3 dung dịch $Al_2(SO_4)_3$ 1M. Hãy xác định nồng độ mol của các chất có trong dung dịch sau phản ứng.

Bài 35

LUYỆN TẬP
TÍNH CHẤT CỦA NHÔM VÀ HỢP CHẤT CỦA NHÔM

- Củng cố những tính chất của nhôm và hợp chất của nhôm.
- Vận dụng kiến thức để giải thích các hiện tượng hoá học về nhôm, hợp chất của nhôm và giải bài tập.

I – KIẾN THỨC CẦN NHỚ

1. Một số đại lượng đặc trưng

Cấu hình electron nguyên tử : $1s^22s^22p^63s^23p^1$ hoặc $[Ne]3s^23p^1$. Trong các hợp chất, nhôm có số oxi hoá +3.

Năng lượng ion hoá I_3 của nguyên tử Al : 2744 kJ/mol.

Độ âm điện của nguyên tử Al : 1,61.

Thế điện cực chuẩn : $E^o_{Al^{3+}/Al} = -1,66V$.

2. Tính chất hoá học

a) Tính khử của nhôm

Nhôm là kim loại có tính khử mạnh, nhưng yếu hơn kim loại kiềm và kim loại kiềm thổ (viết các phương trình hoá học của phản ứng Al khử phi kim, axit, nước, oxit kim loại ; Al tác dụng với dung dịch kiềm mạnh).

b) Tính chất các hợp chất của nhôm

Nhôm oxit và nhôm hiđroxit là những hợp chất có tính lưỡng tính :


$$Al_2O_3 + 6H^+ \longrightarrow 2Al^{3+} + 3H_2O$$


$$Al_2O_3 + 2OH^- + 3H_2O \longrightarrow 2[Al(OH)_4]^-$$


$$Al(OH)_3 + 3H^+ \longrightarrow Al^{3+} + 3H_2O$$


$$Al(OH)_3 + OH^- \longrightarrow [Al(OH)_4]^-$$

3. Sản xuất nhôm

Nhôm được sản xuất bằng phương pháp điện phân Al_2O_3 nóng chảy.


Phương trình điện phân : $2Al_2O_3 \xrightarrow{đpnc} 4Al + 3O_2$

II – BÀI TẬP

1. Biến đổi hoá học nào sau đây là do $Al(OH)_3$ có tính axit ?

A. $Al(OH)_3$ *(r)* $\longrightarrow$ Al^{3+} *(dd)*

B. $Al(OH)_3$ *(r)* $\longrightarrow$ Al_2O_3 *(r)*

C. $Al(OH)_3$ *(r)* $\longrightarrow$ $[Al(OH)_4]^-$ *(dd)*

D. $Al(OH)_3$ *(r)* $\longrightarrow$ Al_2O_3 *(r)* $\longrightarrow$ Al *(r)*

2. Hoà tan hoàn toàn 10 gam hỗn hợp gồm Al và Al_2O_3 trong dung dịch NaOH dư thu được 6,72 lít khí H_2 (đktc). Phần trăm khối lượng của Al trong hỗn hợp là

A. 48% B. 50% C. 52% D. 54%.

3. Hãy tự chọn 2 hoá chất dùng làm thuốc thử nhận biết mỗi kim loại sau : Al, Ag, Mg. Trình bày cách tiến hành thí nghiệm và viết các phương trình hoá học.

4. Hãy cho biết :

a) Cấu hình electron của các nguyên tử Na, Ca, Al và của các ion Na^+, Ca^{2+}, Al^{3-}.

b) Tính chất hoá học chung của những kim loại này.

c) Tính chất hoá học chung của những ion kim loại này.

5. Dùng những thuốc thử nào có thể phân biệt được các chất trong mỗi dãy sau ?

a) Các kim loại : Al, Mg, Ca, Na.

b) Các dung dịch muối : NaCl, $CaCl_2$, $AlCl_3$.

c) Các oxit : CaO, MgO, Al_2O_3.

d) Các hiđroxit : NaOH, $Ca(OH)_2$, $Al(OH)_3$.

6. Tìm công thức hoá học dạng phân tử và dạng hợp chất kép của những chất có thành phần như sau :

a) Hợp chất A : 32,9% Na ; 12,9% Al ; 54,2% F;

b) Hợp chất B : 14% K ; 9,7% Al ; 30,5% Si ; 45,8% O.

7. Có 4 lọ đựng riêng biệt các dung dịch : NaCl, $CuSO_4$, HCl, NaOH.

a) Trình bày cách nhận biết từng chất đựng trong mỗi lọ, với điều kiện không dùng thêm thuốc thử nào khác.

b) Hãy tự chọn một thuốc thử để sự nhận biết các chất trên trở nên đơn giản hơn. Trình bày cách nhận biết và viết các phương trình hoá học.

Bài 36

BÀI THỰC HÀNH 5

TÍNH CHẤT CỦA KIM LOẠI KIỀM, KIM LOẠI KIỀM THỔ VÀ HỢP CHẤT CỦA CHÚNG

- Vận dụng kiến thức giải thích hiện tượng thí nghiệm.
- Rèn luyện kĩ năng thao tác, quan sát hiện tượng thí nghiệm.

NỘI DUNG VÀ CÁCH TIẾN HÀNH THÍ NGHIỆM

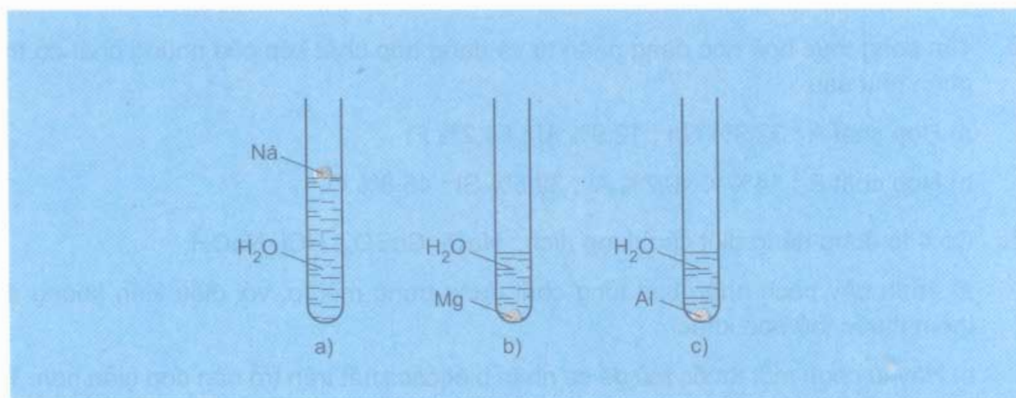
Thí nghiệm 1 : So sánh khả năng phản ứng của Na, Mg, Al với nước

– Rót nước vào ống nghiệm thứ nhất (khoảng 3/4 ống), thêm vài giọt dung dịch phenolphtalein ; đặt vào giá ống nghiệm rồi bỏ vào đó một mẩu natri nhỏ bằng hạt gạo (hình 6.11a).

– Rót vào ống nghiệm thứ hai và thứ ba khoảng 5 ml nước, thêm vài giọt dung dịch phenolphtalein, sau đó đặt vào giá ống nghiệm, rồi bỏ vào ống thứ hai một mẩu kim loại Mg và ống thứ ba một mẩu kim loại Al vừa cạo sạch lớp vỏ oxit (hình 6.11b và c). Quan sát hiện tượng xảy ra. Đun nóng cả 2 ống nghiệm và quan sát.

Nhận xét mức độ phản ứng ở 3 ống nghiệm.

Viết phương trình hoá học của các phản ứng xảy ra.



Hình 6.11. *Thí nghiệm so sánh khả năng phản ứng của Na, Mg, Al với H_2O*

II – BÀI TẬP

1. Biến đổi hoá học nào sau đây là do $Al(OH)_3$ có tính axit ?

A. $Al(OH)_3$ *(r)* $\longrightarrow$ Al^{3+} *(dd)*

B. $Al(OH)_3$ *(r)* $\longrightarrow$ Al_2O_3 *(r)*

C. $Al(OH)_3$ *(r)* $\longrightarrow$ $[Al(OH)_4]^-$ *(dd)*

D. $Al(OH)_3$ *(r)* $\longrightarrow$ Al_2O_3 *(r)* $\longrightarrow$ Al *(r)*

2. Hoà tan hoàn toàn 10 gam hỗn hợp gồm Al và Al_2O_3 trong dung dịch NaOH dư thu được 6,72 lít khí H_2 (đktc). Phần trăm khối lượng của Al trong hỗn hợp là

A. 48% B. 50% C. 52% D. 54%.

3. Hãy tự chọn 2 hoá chất dùng làm thuốc thử nhận biết mỗi kim loại sau : Al, Ag, Mg. Trình bày cách tiến hành thí nghiệm và viết các phương trình hoá học.

4. Hãy cho biết :

a) Cấu hình electron của các nguyên tử Na, Ca, Al và của các ion Na^+, Ca^{2+}, Al^{3+}.

b) Tính chất hoá học chung của những kim loại này.

c) Tính chất hoá học chung của những ion kim loại này.

5. Dùng những thuốc thử nào có thể phân biệt được các chất trong mỗi dãy sau ?

a) Các kim loại : Al, Mg, Ca, Na.

b) Các dung dịch muối : NaCl, $CaCl_2$, $AlCl_3$.

c) Các oxit : CaO, MgO, Al_2O_3.

d) Các hiđroxit : NaOH, $Ca(OH)_2$, $Al(OH)_3$.

6. Tìm công thức hoá học dạng phân tử và dạng hợp chất kép của những chất có thành phần như sau :

a) Hợp chất A : 32,9% Na ; 12,9% Al ; 54,2% F;

b) Hợp chất B : 14% K ; 9,7% Al ; 30,5% Si ; 45,8% O.

7. Có 4 lọ đựng riêng biệt các dung dịch : NaCl, $CuSO_4$, HCl, NaOH.

a) Trình bày cách nhận biết từng chất đựng trong mỗi lọ, với điều kiện không dùng thêm thuốc thử nào khác.

b) Hãy tự chọn một thuốc thử để sự nhận biết các chất trên trở nên đơn gian hơn. Trình bày cách nhận biết và viết các phương trình hoá học.

Thí nghiệm 2 : Phản ứng của MgO với nước

Cho vào ống nghiệm một ít bột MgO, thêm 2 ml nước vào ống nghiệm, lắc nhẹ, lấy một giọt chất lỏng nhỏ vào giấy phenolphtalein.

Quan sát hiện tượng, giải thích.

Đun sôi chất lỏng trong ống nghiệm, để nguội. Thử chất lỏng trong ống bằng giấy phenolphtalein. Quan sát hiện tượng, giải thích và viết phương trình hoá học.

Thí nghiệm 3 : So sánh tính tan của muối $CaSO_4$ và $BaSO_4$

Pha chế sẵn các dung dịch $CaCl_2$ và $BaCl_2$ có cùng nồng độ mol. Cho vào hai ống nghiệm, mỗi ống 2 ml dung dịch muối. Nhỏ vào mỗi ống 5 giọt dung dịch $CuSO_4$ bão hoà. Quan sát hiện tượng, kết luận về tính tan của 2 sản phẩm, viết phương trình hoá học dạng ion rút gọn.

Bài 37

BÀI THỰC HÀNH 6

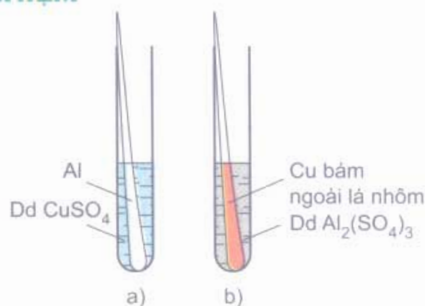
TÍNH CHẤT CỦA NHÔM VÀ HỢP CHẤT CỦA NHÔM

- Vận dụng kiến thức giải thích hiện tượng trong thí nghiệm.
- Rèn luyện kĩ năng thực hành thí nghiệm : thao tác, quan sát,...

NỘI DUNG VÀ CÁCH TIẾN HÀNH THÍ NGHIỆM

Thí nghiệm 1 : Phản ứng của Al với dung dịch $CuSO_4$

Dùng giấy ráp mịn đánh sạch lớp Al_2O_3 phủ ngoài một lá nhôm nhỏ, sau đó nhúng ngay lá nhôm sạch vào dung dịch $CuSO_4$ bão hoà (hình 6.12).



Hình 6.12.
Thí nghiệm về phản ứng của Al với dung dịch $CuSO_4$

Quan sát hiện tượng, giải thích và viết phương trình hoá học dạng ion rút gọn.

Thí nghiệm 2 : Phản ứng của Al với dung dịch NaOH

Cho vài mảnh nhôm nhỏ vào ống nghiệm và rót cẩn thận 2 – 3 ml dung dịch NaOH vào ống.

Quan sát hiện tượng, giải thích và viết phương trình hoá học.

Thí nghiệm 3 : Điều chế $Al(OH)_3$

Rót 3 ml dung dịch muối nhôm ($AlCl_3$ hoặc $Al_2(SO_4)_3$) vào ống nghiệm. Nhỏ dần từng giọt dung dịch NaOH loãng, đồng thời lắc ống nghiệm cho đến khi tạo ra kết tủa.

Quan sát hiện tượng, giải thích và viết phương trình hoá học dạng phân tử và ion rút gọn.

Chú ý : giữ lại sản phẩm để làm những thí nghiệm sau.

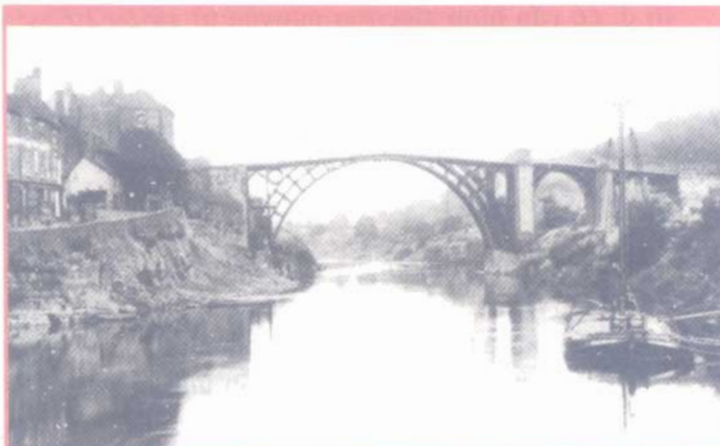
Thí nghiệm 4 : Tính chất lưỡng tính của $Al(OH)_3$

Chia chất lỏng có lẫn kết tủa $Al(OH)_3$ ở trên vào 2 ống nghiệm. Nhỏ vài giọt dung dịch axit vào ống nghiệm thứ nhất và vài giọt dung dịch kiềm vào ống nghiệm thứ hai.

Quan sát hiện tượng, giải thích và viết các phương trình hoá học dạng phân tử và ion rút gọn.

Chương 7 CROM-SẮT-ĐỒNG

- *Cấu hình electron nguyên tử, tính chất, ứng dụng, điều chế các kim loại crom, sắt, đồng.*
- *Hợp chất của crom, sắt, đồng.*
- *Tính chất và ứng dụng của một số kim loại quan trọng khác.*



Cầu bằng gang nặng 400 tấn, được đúc năm 1799

Bài 38

CROM

- Biết vị trí, cấu hình electron nguyên tử và sự tạo thành các trạng thái oxi hoá của crom.
- Hiểu được những tính chất và phương pháp điều chế crom.

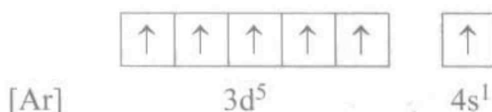
I – VỊ TRÍ VÀ CẤU TẠO

1. Vị trí của crom trong bảng tuần hoàn

Crom là kim loại chuyển tiếp, thuộc nhóm VIB, chu kì 4, có số hiệu nguyên tử là 24.

2. Cấu tạo của crom

Nguyên tử crom có 24 electron, được phân bố thành 4 lớp : lớp thứ nhất có 2e, lớp thứ hai có 8e, lớp thứ ba có 13e và lớp ngoài cùng có 1e. Crom là nguyên tố d, có cấu hình electron nguyên tử $1s^22s^22p^63s^23p^63d^54s^1$, hoặc viết gọn là $[Ar]3d^54s^1$ và viết dưới dạng ô lượng tử là :



[Ar] $3d^5$ $4s^1$

Những kim loại nhóm A, như kim loại kiềm (nhóm IA), kim loại kiềm thổ (nhóm IIA) và nhôm (nhóm IIIA) chỉ có electron lớp ngoài cùng tham gia phản ứng hoá học và trong hợp chất, chúng có số oxi hoá không đổi. Khác với chúng, nguyên tử crom khi tham gia phản ứng hoá học không chỉ có electron ở phân lớp 4s, mà có cả electron ở phân lớp 3d. Do đó, trong các hợp chất, crom có số oxi hoá biến đổi từ +1 đến +6. Phổ biến hơn cả là các số oxi hoá +2, +3, +6.

Bảng dưới đây cho biết một số đại lượng đặc trưng của crom :

Bảng 7.1: *Một số đại lượng đặc trưng của nguyên tử crom*

Bán kính nguyên tử (nm)	Độ âm điện	Năng lượng ion hoá (kJ/mol)			$E^o_{Cr^{3+}/Cr}$ (V)	Bán kính ion (nm)	
		I_1	I_2	I_3		Cr^{2+}	Cr^{3+}
0,13	1,61	650	1590	2990	– 0,74	0,084	0,069

Crom có cấu tạo mạng tinh thể lập phương tâm khối.

II – TÍNH CHẤT VẬT LÍ

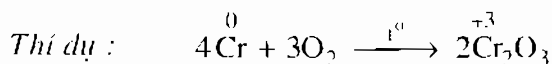
Crom có màu trắng ánh bạc, rất cứng (rạch được thuỷ tinh, cứng nhất trong số các kim loại, độ cứng chỉ kém kim cương), khó nóng chảy (t_{nc} 1890°C). Crom là kim loại nặng, có khối lượng riêng là 7,2 g/cm^3.

III – TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

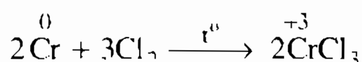
1. Tác dụng với phi kim

Giống như kim loại nhôm, ở nhiệt độ thường trong không khí, kim loại crom tạo ra màng mỏng crom(III) oxit có cấu tạo mịn, đặc chắc và bền vững bảo vệ. Ở nhiệt độ cao, crom khử được nhiều phi kim.

Thí dụ :



$$4\overset{0}{Cr} + 3O_2 \xrightarrow{t^o} 2\overset{+3}{Cr_2}O_3$$



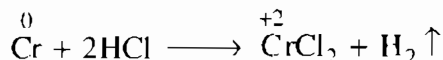
$$2\overset{0}{Cr} + 3Cl_2 \xrightarrow{t^o} 2\overset{+3}{Cr}Cl_3$$

2. Tác dụng với nước

Crom có thế điện cực chuẩn nhỏ ($E^o_{Cr^{3+}/Cr} = -0,74V$), âm hơn so với thế điện cực hiđro ở pH = 7 ($E^o_{H_2O/H_2} = -0,41V$). Tuy nhiên trong thực tế crom không tác dụng được với nước do có màng oxit bảo vệ.

3. Tác dung với axit

Trong dung dịch HCl, H_2SO_4 loãng nóng, màng oxit bị phá huỷ, crom khử ion H^+ tạo ra muối Cr(II) và khí hiđro.



$$\overset{0}{Cr} + 2HCl \longrightarrow \overset{+2}{Cr}Cl_2 + H_2\uparrow$$

Tương tự nhôm, crom không tác dụng với axit HNO_3 và H_2SO_4 đặc, nguội mà bị thụ động bởi các axit này.

IV – ỨNG DỤNG

Crom có nhiều ứng dụng thiết thực trong công nghiệp và trong đời sống.

Trong công nghiệp, crom được dùng để sản xuất thép :

– Thép chứa từ 2,8 – 3,8% crom có độ cứng cao, bền, có khả năng chống gỉ.

– Thép có chứa 18% crom là thép không gỉ (thép inoc).

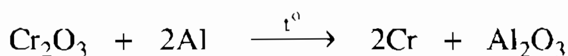
– Thép chứa từ 25 – 30% crom có tính siêu cứng, dù ở nhiệt độ cao.

Trong đời sống, nhiều đồ vật bằng thép được mạ crom. Lớp mạ crom vừa có tác dụng bảo vệ kim loại khỏi bị ăn mòn, vừa tạo vẻ đẹp cho đồ vật. *Thí dụ*, bộ đồ ăn, dụng cụ nhà bếp và những đồ vật khác được mạ crom.

V - SẢN XUẤT

Trong tự nhiên không có crom ở dạng đơn chất mà chỉ có ở dạng hợp chất (chiếm 0,03% khối lượng vỏ Trái Đất). Hợp chất phổ biến nhất của crom là quặng cromit $FeO.Cr_2O_3$. Quặng này thường có lẫn Al_2O_3 và SiO_2.

Oxit crom (Cr_2O_3) được tách ra từ quặng. Sau đó điều chế crom bằng phương pháp nhiệt nhôm :



$$Cr_2O_3 + 2Al \xrightarrow{t^o} 2Cr + Al_2O_3$$

Bằng phương pháp này, crom điều chế được có độ tinh khiết từ 97 – 99%, tạp chất chủ yếu là nhôm, sắt, silic.

BÀI TẬP

1. Hãy trình bày những hiểu biết về :

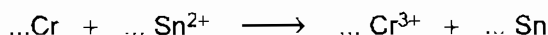
   a) Vị trí của crom trong bảng tuần hoàn ;

   b) Cấu hình electron nguyên tử của crom ;

   c) Khả năng tạo thành các số oxi hoá của crom.

2. Hãy so sánh tính chất hoá học của nhôm và crom. Viết phương trình hoá học minh hoạ.

3. Cho phản ứng :



$$...Cr + ...Sn^{2+} \longrightarrow ...Cr^{3+} + ...Sn$$

   a) Khi cân bằng phản ứng trên, hệ số của ion Cr^{3+} sẽ là

   A. 1 B. 2 C. 3 D. 6

   b) Trong pin điện hoá Cr – Sn xảy ra phản ứng trên

   Biết $E^o_{Cr^{3+}/Cr} = -0,74$ V. Suất điện động chuẩn của pin điện hoá là

   A. –0,60 V B. 0,88 V C. 0,60 V D. –0,88 V

4. Tính khối lượng bột nhôm cần dùng trong phòng thí nghiệm để có thể điều chế được 78 gam crom bằng phương pháp nhiệt nhôm. Giả thiết hiệu suất phản ứng đạt 100%.

5. Một hợp kim Ni – Cr có chứa 80% niken và 20% crom theo khối lượng. Hãy cho biết trong hợp kim này có bao nhiêu mol niken ứng với 1 mol crom.

Bài 39

MỘT SỐ HỢP CHẤT CỦA CROM

Biết tính chất hoá học đặc trưng của các hợp chất crom(II), crom(III) và crom(VI).

I – HỢP CHẤT CROM(II)

1. Crom(II) oxit, CrO

CrO là một oxit bazơ, tác dụng với dung dịch HCl, H_2SO_4 loãng tạo thành muối crom(II) : $CrO + 2HCl \longrightarrow CrCl_2 + H_2O$

CrO có tính khử, trong không khí CrO dễ bị oxi hoá thành crom(III) oxit Cr_2O_3.

2. Crom(II) hiđroxit, $Cr(OH)_2$

$Cr(OH)_2$ là chất rắn, màu vàng, được điều chế từ muối crom(II) và dung dịch kiềm (không có không khí) :



$$CrCl_2 + 2NaOH \longrightarrow Cr(OH)_2\downarrow + 2NaCl$$

$Cr(OH)_2$ có tính khử, trong không khí $Cr(OH)_2$ bị oxi hoá thành $Cr(OH)_3$:



$$4Cr(OH)_2 + O_2 + 2H_2O \longrightarrow 4Cr(OH)_3$$

$Cr(OH)_2$ là một bazơ, tác dụng với dung dịch axit tạo thành muối crom(II) :



$$Cr(OH)_2 + 2HCl \longrightarrow CrCl_2 + 2H_2O$$

3. Muối crom(II)

Muối crom(II) có tính khử mạnh. *Thí dụ*, dung dịch muối $CrCl_2$ tác dụng dễ dàng với khí clo, tạo thành muối crom(III) clorua :



$$2CrCl_2 + Cl_2 \longrightarrow 2CrCl_3$$

II – HỢP CHẤT CROM(III)

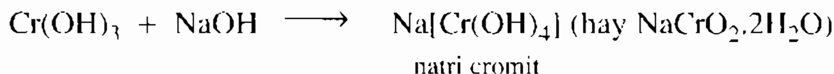
1. Crom(III) oxit, Cr_2O_3

Cr_2O_3 là một oxit lưỡng tính, tan trong axit và kiềm đặc. Cr_2O_3 được dùng tạo màu lục cho đồ sứ, đồ thuỷ tinh.

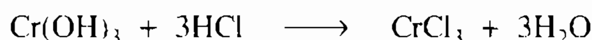
2. Crom(III) hiđroxit, $Cr(OH)_3$

$Cr(OH)_3$ được điều chế bằng phản ứng trao đổi giữa muối crom(III) và dung dịch bazơ : $CrCl_3 + 3NaOH \longrightarrow Cr(OH)_3\downarrow + 3NaCl$

$Cr(OH)_3$ là hiđroxit lưỡng tính, tan được trong dung dịch axit và dung dịch kiềm :



$$Cr(OH)_3 + NaOH \longrightarrow \underset{\text{natri cromit}}{Na[Cr(OH)_4]} \ (\text{hay } NaCrO_2.2H_2O)$$

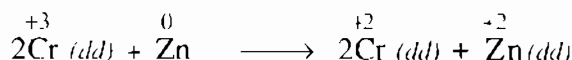


$$Cr(OH)_3 + 3HCl \longrightarrow CrCl_3 + 3H_2O$$

3. Muối crom(III)

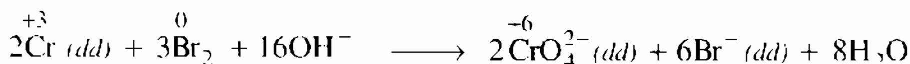
Muối crom(III) có tính oxi hoá và tính khử

Trong môi trường axit, muối crom(III) có tính oxi hoá và dễ bị những chất khử như Zn khử thành muối crom(II) :



$$2\overset{+3}{Cr}\,(dd) + \overset{0}{Zn} \longrightarrow 2\overset{+2}{Cr}\,(dd) + \overset{+2}{Zn}\,(dd)$$

Trong môi trường kiềm, muối crom(III) có tính khử và bị những chất oxi hoá mạnh oxi hoá thành muối crom(VI) :



$$2\overset{+3}{Cr}\,(dd) + 3\overset{0}{Br_2} + 16OH^- \longrightarrow 2\overset{+6}{Cr}O_4^{2-}\,(dd) + 6Br^-\,(dd) + 8H_2O$$

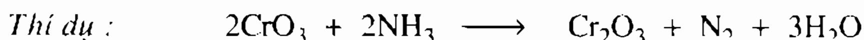
Muối crom(III) có ý nghĩa quan trọng trong thực tế là muối sunfat kép crom-kali hay phèn crom-kali $K_2SO_4.Cr_2(SO_4)_3.24H_2O$ (viết gọn là $KCr(SO_4)_2.12H_2O$). Phèn crom-kali có màu xanh tím, được dùng để thuộc da, làm chất cầm màu trong ngành nhuộm vải.

III – HỢP CHẤT CROM(VI)

1. Crom(VI) oxit, CrO_3

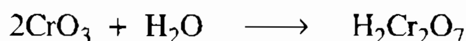
CrO_3 là chất rắn, màu đỏ thẫm.

CrO_3 có tính oxi hoá rất mạnh. Một số chất vô cơ và hữu cơ như S, P, C, NH_3, C_2H_5OH,... bốc cháy khi tiếp xúc với CrO_3, đồng thời CrO_3 bị khử thành Cr_2O_3.



Thí dụ : $$2CrO_3 + 2NH_3 \longrightarrow Cr_2O_3 + N_2 + 3H_2O$$

CrO_3 là một oxit axit, tác dụng với nước tạo thành hỗn hợp axit cromic H_2CrO_4 và axit đicromic $H_2Cr_2O_7$: $CrO_3 + H_2O \longrightarrow H_2CrO_4$



$$2CrO_3 + H_2O \longrightarrow H_2Cr_2O_7$$

Hai axit này không tách ra được ở dạng tự do, chỉ tồn tại trong dung dịch. Nếu tách khỏi dung dịch, chúng sẽ bị phân huỷ trở lại thành CrO_3.

2. Muối cromat và đicromat

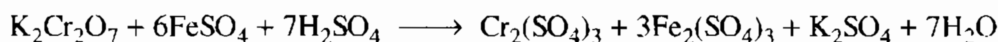
Các muối cromat và đicromat là những hợp chất bền hơn nhiều so với các axit cromic và đicromic.

Muối cromat, như natri cromat Na_2CrO_4 và kali cromat K_2CrO_4, là muối của axit cromic, có màu vàng của ion cromat CrO_4^{2-} .

Muối đicromat, như natri đicromat $Na_2Cr_2O_7$ và kali đicromat $K_2Cr_2O_7$, là muối của axit đicromic. Những muối này có màu da cam của ion đicromat $Cr_2O_7^{2-}$.

Các muối cromat và đicromat có tính oxi hoá mạnh, đặc biệt trong môi trường axit, muối Cr(VI) bị khử thành muối Cr(III).

Thí dụ :



$$K_2Cr_2O_7 + 6FeSO_4 + 7H_2SO_4 \longrightarrow Cr_2(SO_4)_3 + 3Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 7H_2O$$



$$K_2Cr_2O_7 + 6KI + 7H_2SO_4 \longrightarrow Cr_2(SO_4)_3 + 4K_2SO_4 + 3I_2 + 7H_2O$$

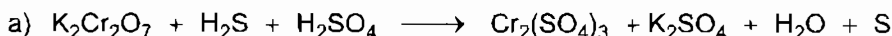
Trong môi trường thích hợp, các muối cromat và đicromat chuyển hoá lẫn nhau theo một cân bằng : $2CrO_4^{2-} + 2H^+ \rightleftharpoons Cr_2O_7^{2-} + H_2O$

(màu vàng) (màu da cam)

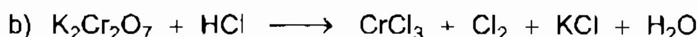
BÀI TẬP

1. Có nhận xét gì về tính chất hoá học của các hợp chất Cr(II), Cr(III) và Cr(VI) ? Dẫn ra những phản ứng hoá học để chứng minh.

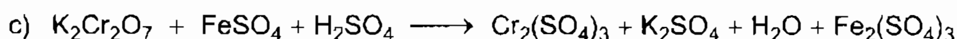
2. Cho các sơ đồ phản ứng sau :



a) $K_2Cr_2O_7 + H_2S + H_2SO_4 \longrightarrow Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O + S$



b) $K_2Cr_2O_7 + HCl \longrightarrow CrCl_3 + Cl_2 + KCl + H_2O$

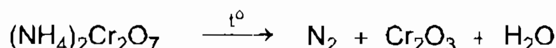


c) $K_2Cr_2O_7 + FeSO_4 + H_2SO_4 \longrightarrow Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O + Fe_2(SO_4)_3$

Hãy : – Hoàn thành các phương trình hoá học của những phản ứng trên.

– Cho biết vai trò các chất tham gia phản ứng.

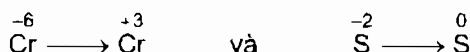
3. Người ta có thể điều chế Cr(III) oxit bằng cách phân huỷ muối amoni đicromat ở nhiệt độ cao :



$$(NH_4)_2Cr_2O_7 \xrightarrow{t^o} N_2 + Cr_2O_3 + H_2O$$

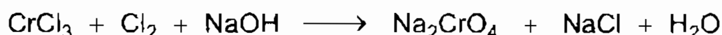
Hãy cho biết phản ứng trên thuộc loại phản ứng nào.

4. Viết phương trình hoá học của phản ứng oxi hoá – khử (dạng phân tử và ion rút gọn) giữa kali đicromat và natri sunfua khi có mặt axit sunfuric. Biết rằng trong phản ứng này có sự biến đổi số oxi hoá như sau :



$$\overset{+6}{Cr} \longrightarrow \overset{+3}{Cr} \quad \text{và} \quad \overset{-2}{S} \longrightarrow \overset{0}{S}$$

5. a) Muối Cr(III) tác dụng với chất oxi hoá mạnh trong môi trường kiềm tạo thành muối Cr(VI). Hãy lập phương trình hoá học của phản ứng sau :



$$CrCl_3 + Cl_2 + NaOH \longrightarrow Na_2CrO_4 + NaCl + H_2O$$

Cho biết vai trò các chất $CrCl_3$ và Cl_2 trong phản ứng. Giải thích.

b) Muối Cr(III) tác dụng với chất khử tạo thành muối Cr(II).

Hãy lập phương trình hoá học của phản ứng sau : $CrCl_3 + Zn \longrightarrow CrCl_2 + ZnCl_2$ và cho biết vai trò các chất $CrCl_3$ và Zn.

c) Qua các phản ứng hoá học trên, hãy cho kết luận về tính chất hoá học của muối Cr(III).

Bài 40

SẮT

- Biết vị trí của sắt trong bảng tuần hoàn, cấu hình electron của nguyên tử và các ion Fe^{2+}, Fe^{3+}.
- Hiểu được tính chất hoá học cơ bản của sắt và dẫn ra được những phản ứng hoá học thích hợp.

I – VỊ TRÍ VÀ CẤU TẠO

1. Vị trí của sắt trong bảng tuần hoàn

Sắt là nguyên tố kim loại chuyển tiếp, thuộc nhóm VIIIB, chu kì 4, số hiệu nguyên tử là 26.

Nhóm	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB			IB	IIB
Chu kì 4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn
			←			Kim loại chuyển tiếp						→

2. Cấu tạo của sắt

- ***Cấu hình electron***

Nguyên tử Fe có 26 electron, được phân bố thành 4 lớp : 2e, 8e, 14e, 2e.

Sắt là nguyên tố d, có cấu hình electron nguyên tử : $1s^22s^22p^63s^23p^63d^64s^2$ hay viết gọn là $[Ar]3d^64s^2$ hay [Ar] [↑↓][↑][↑][↑][↑] [↑↓]

$3d^6$ $4s^2$

Khi tạo ra các ion sắt, nguyên tử Fe nhường electron ở phân lớp 4s trước phân lớp 3d. *Thí dụ :*

Nguyên tử Fe nhường 2e ở phân lớp 4s tạo ra ion Fe^{2+}, có cấu hình electron :

Fe^{2+} : $[Ar]3d^6$ hay [Ar] [↑↓][↑][↑][↑][↑] [ ]

$3d^6$ $4s^0$

Nguyên tử Fe nhường 2e ở phân lớp 4s và 1e ở phân lớp 3d tạo ra ion Fe^{3+}, có cấu hình electron :

Fe^{3+} : $[Ar]3d^5$ hay [Ar] [↑][↑][↑][↑][↑] [ ]

$3d^5$ $4s^0$

Nhận xét : Tương tự nguyên tố Cr, khi tham gia phản ứng hoá học, nguyên tử Fe không chỉ nhường electron ở phân lớp 4s mà có thể nhường thêm electron ở phân lớp 3d, tạo ra những ion có điện tích khác nhau là Fe^{2+} và Fe^{3+}.

Trong hợp chất, Fe có số oxi hoá +2 hoặc +3.

• ***Một số đại lượng của nguyên tử***

Bán kính nguyên tử Fe : 0,162 (nm)

Bán kính các ion Fe^{2+} và Fe^{3+} : 0,076 và 0,064 (nm)

Năng lượng ion hoá I_1, I_2, và I_3 : 760, 1560, 2960 (kJ/mol)

Độ âm điện : 1,83

Thế điện cực chuẩn $E^o_{Fe^{2+}/Fe}: -0,44(V)$ $E^o_{Fe^{3+}/Fe^{2+}}: +0,77(V)$

• ***Cấu tạo của đơn chất***

Tuỳ thuộc vào nhiệt độ, kim loại Fe có thể tồn tại ở các mạng tinh thể lập phương tâm khối (Fe_α) hoặc lập phương tâm diện (Fe_γ).

II – TÍNH CHẤT VẬT LÍ

Sắt là kim loại có màu trắng hơi xám, dẻo, dễ rèn, nóng chảy ở nhiệt độ 1540°C, có khối lượng riêng 7,9 g/cm^3. Sắt có tính dẫn điện, dẫn nhiệt tốt, đặc biệt có tính nhiễm từ.

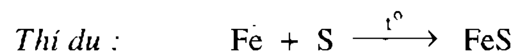
III – TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

Những đặc điểm về cấu tạo và đại lượng đặc trưng của nguyên tử Fe nêu ở trên cho thấy tính chất hoá học cơ bản của sắt là tính khử trung bình : Fe có thể bị oxi hoá thành Fe^{2+} hoặc Fe^{3+}.

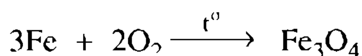
1. Tác dụng với phi kim

Fe khử nhiều phi kim thành ion âm trong khi đó Fe bị oxi hoá thành Fe^{2+} hoặc Fe^{3+}.

Thí dụ :



$$Fe + S \xrightarrow{t^o} FeS$$



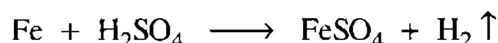
$$3Fe + 2O_2 \xrightarrow{t^o} Fe_3O_4$$



$$2Fe + 3Cl_2 \xrightarrow{t^o} 2FeCl_3$$

2. Tác dụng với axit

Fe khử dễ dàng ion H^+ trong dung dịch axit HCl hoặc H_2SO_4 loãng thành hidro đồng thời Fe bị oxi hoá thành Fe^{2+} :



$$Fe + H_2SO_4 \longrightarrow FeSO_4 + H_2\uparrow$$

Khi tác dụng với những axit có tính oxi hoá mạnh, như HNO_3 và H_2SO_4 đặc nóng, Fe bị oxi hoá mạnh thành ion Fe^{3+} (hình 7.1) :



$$Fe + 4HNO_3\ (loãng) \longrightarrow Fe(NO_3)_3 + 2H_2O + NO\uparrow$$



$$2Fe + 6H_2SO_4\ (đặc) \xrightarrow{t^o} Fe_2(SO_4)_3 + 6H_2O + 3SO_2\uparrow$$

Axit HNO_3 và H_2SO_4 đặc nguội không tác dụng với sắt mà còn làm cho sắt trở nên thụ động.

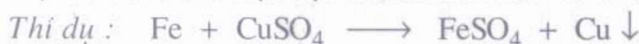


Hình 7.1. *Fe tác dụng với HNO_3 loãng*

3. Tác dụng với dung dịch muối

Sắt khử được những ion kim loại đứng sau nó trong dãy điện hoá (có thế điện cực chuẩn lớn hơn –0,44 V).

Thí dụ :



$$Fe + CuSO_4 \longrightarrow FeSO_4 + Cu\downarrow$$



$$Fe + 3AgNO_3\ (dư) \longrightarrow Fe(NO_3)_3 + 3Ag\downarrow$$

4. Tác dụng với nước

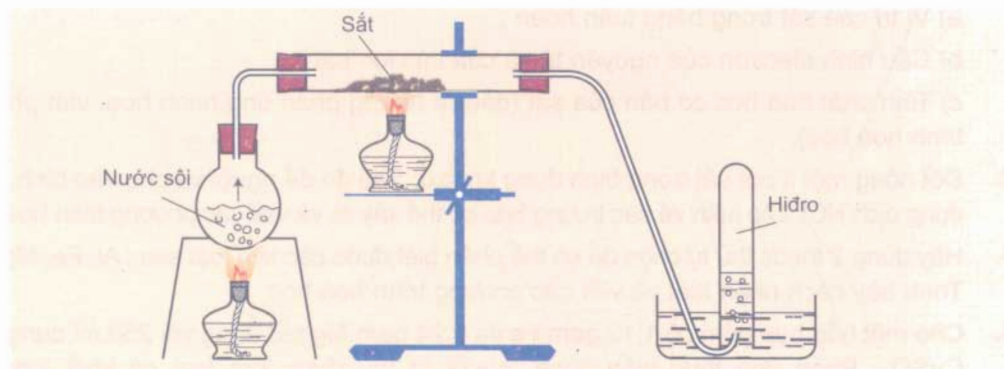
Ở nhiệt độ cao, sắt khử được hơi nước (hình 7.2) :



$$3Fe + 4H_2O \xrightarrow{t^o < 570^oC} Fe_3O_4 + 4H_2\uparrow$$



$$Fe + H_2O \xrightarrow{t^o > 570^oC} FeO + H_2\uparrow$$



Hình 7.2. *Sắt khử hơi nước ở nhiệt độ cao*

IV – TRẠNG THÁI TỰ NHIÊN

Trong tự nhiên, sắt ở trạng thái tự do trong các mảnh thiên thạch. Những hợp chất của sắt tồn tại dưới dạng quặng sắt thì rất phong phú (sắt chiếm tới 5% khối lượng vỏ Trái Đất, đứng hàng thứ tư trong các nguyên tố, hàng thứ hai trong các kim loại, sau nhôm). Một số quặng sắt quan trọng là :

Quặng hematit đỏ chứa Fe_2O_3 khan.

Quặng hematit nâu chứa $Fe_2O_3.nH_2O$ (hình 7.3).

Quặng manhetit chứa Fe_3O_4 là quặng giàu sắt nhất, nhưng hiếm có trong tự nhiên.

Ngoài ra còn có quặng xiđerit chứa $FeCO_3$, quặng pirit sắt chứa FeS_2.

Để sản xuất gang người ta thường dùng manhetit và hematit.

Hợp chất sắt còn có mặt trong hồng cầu của máu, làm nhiệm vụ chuyển tải oxi đến các tế bào cơ thể để duy trì sự sống của người và động vật.



Hình 7.3. *Quặng hematit nâu*

BÀI TẬP

1. Hãy cho biết :

   a) Vị trí của sắt trong bảng tuần hoàn ;

   b) Cấu hình electron của nguyên tử và của các ion sắt ;

   c) Tính chất hoá học cơ bản của sắt (dẫn ra những phản ứng minh hoạ, viết phương trình hoá học).

2. Đốt nóng một ít bột sắt trong bình đựng khí oxi. Sau đó để nguội và cho vào bình đựng dung dịch HCl. Lập luận về các trường hợp có thể xảy ra và viết các phương trình hoá học.

3. Hãy dùng 2 thuốc thử tự chọn để có thể phân biệt được các kim loại sau : Al, Fe, Mg, Ag. Trình bày cách nhận biết và viết các phương trình hoá học.

4. Cho một hỗn hợp gồm có 1,12 gam Fe và 0,24 gam Mg tác dụng với 250 ml dung dịch $CuSO_4$. Phản ứng thực hiện xong, người ta thu được kim loại có khối lượng là 1,88 gam. Tính nồng độ mol của dung dịch $CuSO_4$ đã dùng.

5. Hoà tan 58 gam muối $CuSO_4.5H_2O$ trong nước, được 500 ml dung dịch.

   a) Tính nồng độ mol của dung dịch $CuSO_4$ đã pha chế.

   b) Cho dần dần mạt sắt đến dư vào dung dịch trên. Trình bày các hiện tượng quan sát được và giải thích. Viết phương trình hoá học dạng phân tử và dạng ion rút gọn. Cho biết vai trò các chất tham gia phản ứng. Khối lượng kim loại thu được sau phản ứng tăng hay giảm là bao nhiêu gam so với ban đầu ?



MỘT SỐ HỢP CHẤT CỦA SẮT

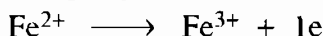
- Hiểu những tính chất hoá học chung của hợp chất sắt(II), hợp chất sắt(III) và dẫn ra được những phản ứng hoá học minh hoạ.
- Biết phương pháp điều chế hợp chất sắt(II) và hợp chất sắt(III).

I – HỢP CHẤT SẮT(II)

1. Tính chất hoá học của hợp chất sắt(II)

a) Hợp chất sắt(II) có tính khử

Khi tác dụng với chất oxi hoá, các hợp chất sắt(II) bị oxi hoá thành hợp chất sắt(III). Trong các phản ứng này, ion Fe^{2+} có khả năng nhường 1 electron :



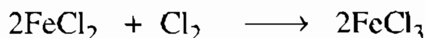
$$Fe^{2+} \longrightarrow Fe^{3+} + 1e$$

Như vậy, tính chất hoá học chung của hợp chất sắt(II) là tính khử. Sau đây là những phản ứng hoá học minh hoạ cho tính khử của hợp chất sắt(II) :

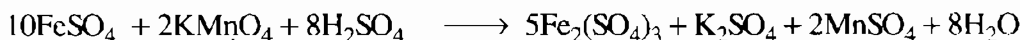
• Hợp chất sắt(II) bị oxi hoá bởi axit H_2SO_4 đặc nóng hoặc dung dịch axit HNO_3 tạo thành muối sắt(III) : $3FeO + 10HNO_3 \longrightarrow 3Fe(NO_3)_3 + 5H_2O + NO\uparrow$
FeO đã khử một phần HNO_3 thành NO.

• Sắt(II) hiđroxit bị oxi hoá trong không khí (có mặt oxi và hơi nước) thành sắt(III) hiđroxit : $\underset{\text{(trắng xanh)}}{4Fe(OH)_2} + O_2 + 2H_2O \longrightarrow \underset{\text{(nâu đỏ)}}{4Fe(OH)_3}$

• Muối sắt(II) bị oxi hoá thành muối sắt(III) :



$$\underset{\text{(lục nhạt)}}{2FeCl_2} + Cl_2 \longrightarrow \underset{\text{(vàng nâu)}}{2FeCl_3}$$



$$10FeSO_4 + 2KMnO_4 + 8H_2SO_4 \longrightarrow 5Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 8H_2O$$

(dung dịch màu tím hồng) (dung dịch màu vàng)

Trong các phản ứng trên, Fe^{2+} đã khử Cl_2 thành ion Cl^- hoặc khử MnO_4^- thành Mn^{2+}.

b) Oxit và hiđroxit sắt(II) có tính bazơ

Sắt(II) oxit và sắt(II) hiđroxit có tính bazơ. Chúng tác dụng được với axit (HCl, H_2SO_4 loãng) tạo thành muối sắt(II).

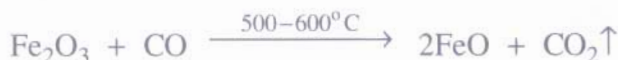
2. Điều chế một số hợp chất sắt(II)

Sắt(II) oxit có thể được điều chế bằng cách phân huỷ sắt(II) hiđroxit ở nhiệt độ cao trong môi trường không có oxi :



$$Fe(OH)_2 \xrightarrow{t^o} FeO + H_2O$$

hoặc khử sắt(III) oxit :



$$Fe_2O_3 + CO \xrightarrow{500-600^oC} 2FeO + CO_2\uparrow$$

Sắt(II) hiđroxit được điều chế bằng phản ứng trao đổi ion của dung dịch muối sắt(II) với dung dịch bazơ không có không khí (hình 7.4).



$$FeCl_2 + 2NaOH \longrightarrow Fe(OH)_2\downarrow + 2NaCl$$



$$Fe^{2+} + 2OH^- \longrightarrow Fe(OH)_2$$



Hình 7.4.
Kết tủa $Fe(OH)_2$

Muối sắt(II) được điều chế bằng cách cho sắt hoặc các hợp chất sắt(II) như FeO, $Fe(OH)_2$,... tác dụng với dung dịch HCl hoặc H_2SO_4 loãng (trong điều kiện không có không khí).

Cũng có thể điều chế muối sắt(II) từ muối sắt(III).

3. Ứng dụng của hợp chất sắt(II)

Muối $FeSO_4$ được dùng làm chất diệt sâu bọ có hại cho thực vật, pha chế sơn, mực và dùng trong kĩ nghệ nhuộm vải.

II – HỢP CHẤT SẮT(III)

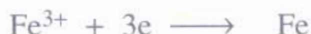
1. Tính chất hoá học của hợp chất sắt(III)

a) Hợp chất sắt(III) có tính oxi hoá

Khi tác dụng với chất khử, các hợp chất sắt(III) sẽ bị khử thành hợp chất sắt(II) hoặc sắt tự do. Trong các phản ứng hoá học này, ion Fe^{3+} có khả năng nhận 1 hoặc 3 electron, tuỳ thuộc vào chất khử mạnh hay yếu :



$$Fe^{3+} + 1e \longrightarrow Fe^{2+}$$



$$Fe^{3+} + 3e \longrightarrow Fe$$

Như vậy, tính chất hoá học chung của hợp chất sắt(III) là tính oxi hoá

• Hợp chất sắt(III) oxi hoá nhiều kim loại thành ion dương :



$$2FeCl_3 + Fe \longrightarrow 3FeCl_2$$



$$2FeCl_3 + Cu \longrightarrow 2FeCl_2 + CuCl_2$$

• Hợp chất sắt(III) oxi hoá một số hợp chất có tính khử :



$$2FeCl_3 + 2KI \longrightarrow 2FeCl_2 + 2KCl + I_2$$

b) *Oxit và hiđroxit sắt(III) có tính bazơ*

Sắt(III) oxit và sắt(III) hiđroxit có tính bazơ. Chúng tác dụng với axit tạo thành muối sắt(III).

2. Điều chế một số hợp chất sắt(III)

• Sắt(III) oxit có thể điều chế bằng phản ứng phân huỷ sắt(III) hiđroxit ở nhiệt độ cao :



$$2Fe(OH)_3 \xrightarrow{t^o} Fe_2O_3 + 3H_2O$$

• Sắt(III) hiđroxit có thể được điều chế bằng phản ứng trao đổi ion của dung dịch muối sắt(III), hoặc phản ứng oxi hoá sắt(II) hiđroxit (hình 7.5) :



$$FeCl_3 + 3NaOH \longrightarrow Fe(OH)_3\downarrow + 3NaCl$$



$$Fe^{3+} + 3OH^- \longrightarrow Fe(OH)_3\downarrow$$



Hình 7.5. *Kết tủa $Fe(OH)_3$*

• Muối sắt(III) có thể được điều chế trực tiếp từ phản ứng của sắt với các chất oxi hoá mạnh như Cl_2, HNO_3,

H_2SO_4 đặc nóng, hoặc phản ứng của các hợp chất sắt(III) với axit :



$$2Fe(OH)_3 + 3H_2SO_4 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 6H_2O$$



$$Fe_2O_3 + 6HCl \longrightarrow 2FeCl_3 + 3H_2O$$

3. Ứng dụng của hợp chất sắt(III)

Muối $FeCl_3$ được dùng làm chất xúc tác trong một số phản ứng hữu cơ.

$Fe_2(SO_4)_3$ có trong phèn sắt–amoni, tức muối kép sắt(III) amoni sunfat $(NH_4)_2SO_4.Fe_2(SO_4)_3.24H_2O$.

Fe_2O_3 được dùng để pha chế sơn chống gỉ.

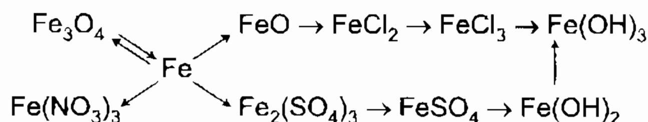
BÀI TẬP

1. a) Tính chất hoá học chung của hợp chất sắt(II) là gì ? Dẫn ra những phản ứng hoá học để chứng minh cho điều đã khẳng định (viết phương trình hoá học).

   b) Tính chất hoá học chung cho hợp chất sắt(III) là gì ? Dẫn ra những phản ứng hoá học để chứng minh cho điều đã khẳng định (viết phương trình hoá học).

2. Hãy dẫn ra những phản ứng hoá học để chứng minh rằng các oxit sắt(II) là oxit bazơ, các hiđroxit sắt(II) là bazơ (viết các phương trình hoá học).

3. Viết các phương trình hoá học biểu diễn những chuyển đổi hoá học sau :



4. Hoà tan 10 gam $FeSO_4$ có lẫn tạp chất là $Fe_2(SO_4)_3$ trong nước, được 200 cm^3 dung dịch. Biết 20 cm^3 dung dịch này được axit hoá bằng H_2SO_4 loãng làm mất màu tím của 25 cm^3 dung dịch $KMnO_4$ 0,03M.

   a) Viết phương trình hoá học dạng ion rút gọn. Cho biết vai trò của ion Fe^{2+} và ion MnO_4^-.

   b) Có bao nhiêu mol ion Fe^{2+} tác dụng với 1 mol ion MnO_4^- ?

   c) Có bao nhiêu mol ion Fe^{2+} tác dụng với 25 cm^3 dung dịch $KMnO_4$ 0,03M ?

   d) Có bao nhiêu gam ion Fe^{2+} trong 200 cm^3 dung dịch ban đầu ?

   e) Tính phần trăm theo khối lượng của $FeSO_4$.

Bài 42

HỢP KIM CỦA SẮT

- Biết thành phần, tính chất và ứng dụng của gang, thép.
- Biết nguyên liệu, nguyên tắc và phương pháp sản xuất gang, thép.

Sắt tinh khiết ít được sử dụng trong thực tế, nhưng các hợp kim của sắt là gang và thép lại được sử dụng rất phổ biến trong các ngành công nghiệp và đời sống.

I – GANG

Gang là hợp kim của Fe với C trong đó có từ 2 – 5% khối lượng C, ngoài ra còn một lượng nhỏ các nguyên tố Si, Mn, S,...

1. Phân loại, tính chất và ứng dụng của gang

a) *Gang trắng*

Gang trắng chứa ít cacbon, rất ít silic, chứa nhiều xementit Fe_3C. Gang trắng rất cứng và giòn, được dùng để luyện thép.

b) *Gang xám*

Gang xám chứa nhiều cacbon và silic. Gang xám kém cứng và kém giòn hơn gang trắng, khi nóng chảy thành chất lỏng linh động (ít nhớt) và khi hoá rắn thì tăng thể tích, vì vậy gang xám được dùng để đúc các bộ phận của máy, ống dẫn nước, cánh cửa,... (hình 7.6).



Hình 7.6.
Cánh cửa đúc bằng gang

2. Sản xuất gang

a) *Nguyên liệu*

Quặng sắt dùng để sản xuất gang có chứa 30 – 95% oxit sắt, không chứa hoặc chứa rất ít lưu huỳnh, photpho.

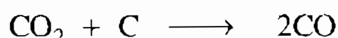
Than cốc (không có sẵn trong tự nhiên, phải điều chế từ than mỡ) có vai trò cung cấp nhiệt khi cháy, tạo ra chất khử là CO và tạo thành gang.

Chất chảy $CaCO_3$ ở nhiệt độ cao bị phân huỷ thành CaO, sau đó hoá hợp với SiO_2 là chất khó nóng chảy có trong quặng sắt thành xỉ silicat dễ nóng chảy, có khối lượng riêng nhỏ (D = 2,5 g/cm^3) nổi lên trên gang (D = 6,9 g/cm^3).

b) Những phản ứng hoá học xảy ra trong quá trình luyện quặng thành gang

Phản ứng tạo thành chất khử CO

Không khí nóng được nén vào lò cao ở phần trên của nồi lò, đốt cháy hoàn toàn than cốc (hình 7.7) :



$$C + O_2 \longrightarrow CO_2$$

Nhiệt lượng của phản ứng toả ra làm cho nhiệt độ tới trên 1800°C. Khí CO_2 đi lên phía trên gặp lớp than cốc, bị khử thành CO :

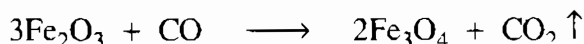
$$CO_2 + C \longrightarrow 2CO$$

Phản ứng này thu nhiệt làm cho nhiệt độ phần trên của phễu lò vào khoảng 1300°C.

Phản ứng khử oxit sắt

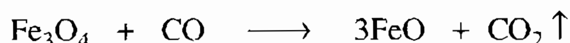
Các phản ứng CO khử các oxit sắt đều được thực hiện trong phần thân lò, có nhiệt độ từ 400 – 800°C :

Ở phần trên của thân lò (nhiệt độ khoảng 400°C) xảy ra phản ứng :



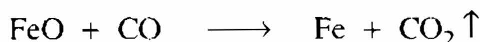
$$3Fe_2O_3 + CO \longrightarrow 2Fe_3O_4 + CO_2\uparrow$$

Ở phần giữa của thân lò (nhiệt độ khoảng 500 – 600°C) xảy ra sự khử oxit sắt từ Fe_3O_4 thành sắt(II) oxit :



$$Fe_3O_4 + CO \longrightarrow 3FeO + CO_2\uparrow$$

Ở phần dưới của thân lò (nhiệt độ khoảng 700 – 800°C) xảy ra phản ứng khử sắt(II) oxit thành Fe :



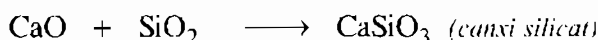
$$FeO + CO \longrightarrow Fe + CO_2\uparrow$$

Phản ứng tạo xỉ

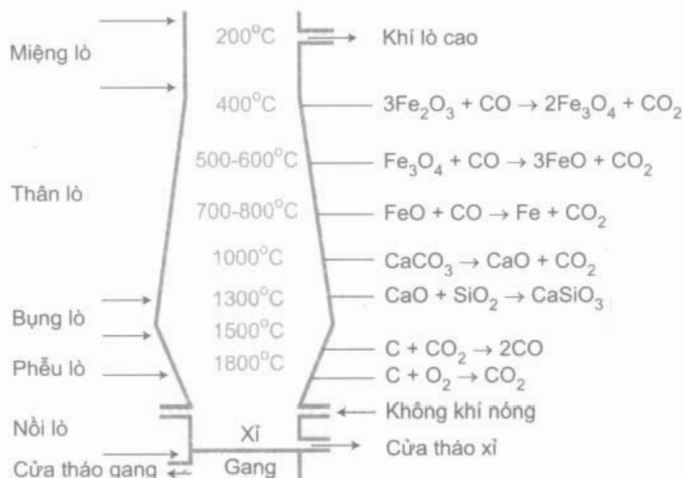
Ở phần bụng lò (nhiệt độ khoảng 1000°C) xảy ra phản ứng phân huỷ $CaCO_3$ và phản ứng tạo xỉ :



$$CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2\uparrow$$



$$CaO + SiO_2 \longrightarrow CaSiO_3 \text{ (canxi silicat)}$$



Hình 7.7. *Các phản ứng hoá học xảy ra trong lò cao*

c) *Sự tạo thành gang*

Ở phần bụng lò (nhiệt độ khoảng 1500°C) sắt nóng chảy có hoà tan một phần cacbon và một lượng nhỏ mangan, silic,... đó là gang. Gang nóng chảy tích tụ ở nồi lò. Sau một thời gian nhất định, người ta tháo gang và xỉ ra khỏi lò cao.

II – THÉP

Thép là hợp kim của Fe với C, trong đó có từ 0,01–2% khối lượng C, ngoài ra còn có một số nguyên tố khác (Si, Mn, Cr, Ni,...)

1. Phân loại, tính chất và ứng dụng của thép

Dựa vào thành phần và tính chất, có thể phân thép thành hai nhóm :

a) ***Thép thường (hay thép cacbon) :*** chứa ít cacbon, silic, mangan và rất ít lưu huỳnh, photpho. Độ cứng của thép phụ thuộc vào hàm lượng cacbon. Thép cứng chứa trên 0,9% C, thép mềm không quá 0,1% C. Loại thép này thường được sử dụng trong xây dựng nhà cửa, chế tạo các vật dụng trong đời sống.

b) ***Thép đặc biệt*** là thép có chứa thêm các nguyên tố khác như : Si, Mn, Cr, Ni, W, V,... Thép đặc biệt có những tính chất cơ học, vật lí rất quý. *Thí dụ* :

Thép Cr – Ni rất cứng dùng chế tạo vòng bi, vỏ xe bọc thép,... Thép không gỉ có thành phần 74% Fe, 18% Cr, 8% Ni dùng để chế tạo dụng cụ y tế, dụng cụ nhà bếp,...

Thép W – Mo – Cr rất cứng dù ở nhiệt độ rất cao, dùng để chế tạo lưỡi dao cắt gọt kim loại cho máy tiện, máy phay,...

Thép silic có tính đàn hồi tốt, dùng để chế tạo lò xo, nhíp ôtô,...

Thép mangan rất bền, chịu được va đập mạnh, dùng để chế tạo đường ray xe lửa, máy nghiền đá,...

2. Sản xuất thép

a) *Nguyên liệu*

Nguyên liệu sản xuất thép gồm : gang trắng hoặc gang xám, sắt thép phế liệu ; chất chảy là canxi oxit ; nhiên liệu là dầu ma zút hoặc khí đốt ; khí oxi.

b) *Những phản ứng hoá học xảy ra trong quá trình luyện gang thành thép*

Khí oxi được dùng làm chất oxi hoá các nguyên tố phi kim trong gang thành những oxit. Cacbon và lưu huỳnh bị oxi hoá thành những hợp chất khí là CO_2 và SO_2 tách ra khỏi gang :



$$C + O_2 \longrightarrow CO_2$$



$$S + O_2 \longrightarrow SO_2$$

Silic và photpho bị oxi hoá thành những oxit khó bay hơi là SiO_2 và P_2O_5 :



$$Si + O_2 \longrightarrow SiO_2$$

$$4P + 5O_2 \longrightarrow 2P_2O_5$$

Những oxit này hoá hợp với chất chảy là CaO tạo thành xỉ (canxi photphat và canxi silicat) nổi trên bề mặt thép lỏng :



$$3CaO + P_2O_5 \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2$$



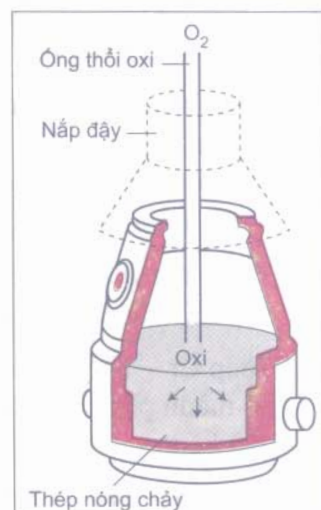
$$CaO + SiO_2 \longrightarrow CaSiO_3$$

c) *Các phương pháp luyện thép*

Phương pháp Bet-xơ-me (lò thổi oxi)

Oxi nén dưới áp suất 10 atm được thổi trên bề mặt và trong lòng gang nóng chảy, do vậy oxi đã oxi hoá rất mạnh những tạp chất trong gang và thành phần các chất trong thép được trộn đều (hình 7.8)

Lò thổi oxi có ưu điểm là các phản ứng xảy ra bên trong khối gang toả rất nhiều nhiệt, thời gian luyện thép ngắn. Lò cỡ lớn có thể luyện được 300 tấn thép trong thời gian 45 phút. Ngày nay có khoảng 80% thép được sản xuất bằng phương pháp này.



Hình 7.8. *Sơ đồ lò thổi oxi*

Phương pháp Mac-tanh (lò bằng)

Nhiên liệu là khí đốt hoặc dầu cùng với không khí và oxi được phun vào lò để oxi hoá các tạp chất trong gang (hình 7.9).



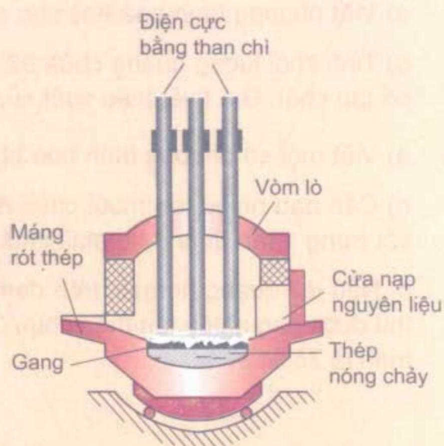
Hình 7.9. *Sơ đồ lò Mac-tanh*

Ưu điểm của phương pháp này là có thể kiểm soát được tỉ lệ các nguyên tố trong thép và bổ sung các nguyên tố cần thiết khác như Mn, Ni, Cr, Mo, W, V,... Do vậy, có thể luyện được những loại thép có chất lượng cao.

Mỗi mẻ thép ra lò có khối lượng chừng 300 tấn trong thời gian từ 5 – 8 giờ. Khoảng 12 – 15% thép trên thế giới được sản xuất theo phương pháp này.

Phương pháp lò điện

Trong lò điện, các thanh than chì là một điện cực, gang được dùng như là điện cực thứ hai (hình 7.10). Hồ quang sinh ra giữa chúng tạo được nhiệt độ cao hơn và dễ điều chỉnh hơn so với các loại lò trên. Do vậy phương pháp lò hồ quang điện có ưu điểm là luyện được những loại thép đặc biệt mà thành phần có những kim loại khó nóng chảy như vonfam (t_{nc} 3350^{o}C), molipđen (t_{nc} 2620^{o}C), crom (t_{nc} 1890^{o}C) và loại được hầu hết những nguyên tố có hại cho thép như lưu huỳnh, photpho. Nhược điểm của lò hồ quang điện là dung tích nhỏ nên khối lượng mỗi mẻ thép ra lò không lớn.



Hình 7.10. *Sơ đồ lò điện*

BÀI TẬP

1. Hãy ghép mỗi chữ cái ở cột trái với một số ở cột phải sao cho phù hợp :

A. Cacbon	1. là nguyên tố kim loại
B. Thép	2. là nguyên tố phi kim
C. Sắt	3. là hợp kim sắt – cacbon (0,01 – 2%)
D. Xementit	4. là hợp kim sắt – cacbon (2 – 5%)
E. Gang	5. là quặng hematit nâu
	6. là hợp chất của sắt và cacbon

2. Hãy cho biết thành phần các nguyên tố và ứng dụng của :

a) Gang và thép ;

b) Gang xám và gang trắng ;

c) Thép thường và thép đặc biệt.

3. Hãy cho biết :

a) Nguyên tắc sản xuất gang và nguyên tắc sản xuất thép ;

b) Nguyên liệu cho sản xuất gang và sản xuất thép ;

c) Các phản ứng hoá học xảy ra trong quá trình luyện gang và luyện thép.

4. Hãy nêu những ưu điểm và nhược điểm chính của 3 phương pháp luyện thép.

5. Người ta luyện gang từ quặng chứa Fe_3O_4 trong lò cao.

a) Viết phương trình hoá học cho các phản ứng xảy ra.

b) Tính khối lượng quặng chứa 92,8% Fe_3O_4 để có 10,0 tấn gang chứa 4% C và một số tạp chất. Giả thiết hiệu suất của quá trình là 87,5%.

6. a) Viết một số phương trình hoá học của phản ứng xảy ra khi luyện thép từ gang.

b) Cần bao nhiêu tấn muối chứa 80% sắt(III) sunfat để có một lượng sắt bằng lượng sắt trong 1 tấn quặng hematit chứa 64,0% Fe_2O_3 ?

c) Nếu lấy quặng hematit trên đem luyện gang, rồi luyện thép thì từ 10 tấn quặng sẽ thu được bao nhiêu tấn thép chứa 0,1% C và các tạp chất. Giả thiết hiệu suất của quá trình là 75%.

Bài 43

ĐỒNG VÀ MỘT SỐ HỢP CHẤT CỦA ĐỒNG

- Biết vị trí của đồng trong bảng tuần hoàn, cấu hình electron nguyên tử của đồng.
- Hiểu tính chất hoá học cơ bản của đồng và dẫn ra được những phản ứng hoá học minh hoạ.
- Biết tính chất, ứng dụng của một số hợp chất và hợp kim đồng.

A. ĐỒNG

I – VỊ TRÍ VÀ CẤU TẠO

1. Vị trí của đồng trong bảng tuần hoàn

Đồng là nguyên tố kim loại chuyển tiếp, thuộc nhóm IB, chu kì 4, có số hiệu nguyên tử là 29.

2. Cấu tạo của đồng

a) Cấu hình electron

Nguyên tử Cu có 29 electron, được phân thành 4 lớp : 2e, 8e, 18e và 1e. Đồng là nguyên tố d, có cấu hình electron nguyên tử là $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$, hoặc viết gọn là : $[Ar]3d^{10}4s^1$.

Trong các hợp chất, đồng có số oxi hoá phổ biến là +1 và +2. Cấu hình electron của các ion đồng là : Cu^+, $[Ar]3d^{10}$; Cu^{2+}, $[Ar]3d^9$.

b) Cấu tạo của đơn chất

So với kim loại nhóm IA, đồng có bán kính nguyên tử nhỏ hơn, ion đồng có điện tích lớn hơn. Kim loại đồng có cấu tạo kiểu mạng tinh thể lập phương tâm diện là tinh thể đặc chắc, do vậy liên kết trong đơn chất đồng bền vững hơn.

3. Một số tính chất khác của đồng

Bán kính nguyên tử Cu :	0,128 (nm)
Bán kính các ion Cu^+ và Cu^{2+} :	0,095 và 0,076 (nm)
Độ âm điện :	1,9
Năng lượng ion hoá I_1, I_2 :	744 ; 1956 (kJ/mol)
Thế điện cực chuẩn $E^o_{Cu^{2+}/Cu}$:	+0,34 (V)

II – TÍNH CHẤT VẬT LÍ

Đồng là kim loại màu đỏ, dẻo, dễ kéo sợi và dát mỏng (có thể dát mỏng đến 0,0025 mm, mỏng hơn giấy viết 5 – 6 lần). Đồng có độ dẫn điện và dẫn nhiệt rất cao (chỉ kém bạc). Độ dẫn điện của đồng giảm nhanh nếu có lẫn tạp chất. Do vậy dây dẫn điện là đồng có độ tinh khiết tới 99,99%. Khối lượng riêng của đồng là 8,98 g/cm^3 ; Nhiệt độ nóng chảy 1083^{o}C.

III – TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

Trong dãy điện hoá, đồng có thế điện cực chuẩn $E^o_{Cu^{2+}/Cu} = +0,34V$, đứng sau cặp oxi hoá – khử $2H^+/H_2$. Đồng là kim loại kém hoạt động, có tính khử yếu. Tính chất này được chứng minh qua những phản ứng hoá học sau.

1. Tác dụng với phi kim

Khi đốt nóng, Cu không cháy trong khí oxi mà tạo thành màng CuO màu đen bảo vệ Cu không bị oxi hoá tiếp tục :



$$2Cu + O_2 \xrightarrow{t^o} 2CuO$$

Nếu tiếp tục đốt nóng Cu ở nhiệt độ cao hơn (800 – 1000^{o}C), một phần CuO ở lớp bên trong oxi hoá Cu thành Cu_2O màu đỏ :



$$CuO + Cu \xrightarrow{t^o} Cu_2O$$

Trong không khí khô, Cu không bị oxi hoá vì có màng oxit bảo vệ. Nhưng trong không khí ẩm, với sự có mặt của CO_2, đồng bị bao phủ bởi màng cacbonat bazơ màu xanh $CuCO_3.Cu(OH)_2$.

Đồng có thể tác dụng với Cl_2, Br_2, S,... ở nhiệt độ thường hoặc đun nóng :



$$Cu + Cl_2 \longrightarrow CuCl_2$$



$$Cu + S \xrightarrow{t^o} CuS$$

2. Tác dụng với axit

Đồng không tác dụng với dung dịch HCl, H_2SO_4 loãng. Tuy vậy, với sự có mặt của oxi trong không khí, Cu bị oxi hoá thành muối Cu(II) (hình 7.11).



$$2Cu + 4HCl + O_2 \longrightarrow 2CuCl_2 + 2H_2O$$



Hình 7.11.
Đồng bị ăn mòn

Đồng bị oxi hoá dễ dàng trong H_2SO_4 đặc nóng và HNO_3 :



$$Cu + 2H_2SO_4\ (\text{đặc}) \xrightarrow{t^o} CuSO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O$$



$$Cu + 4HNO_3\ (\text{đặc}) \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O$$



$$3Cu + 8HNO_3\ (\text{loãng}) \longrightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO\uparrow + 4H_2O$$

3. Tác dụng với dung dịch muối

Đồng khử được ion của những kim loại đứng sau nó trong dãy điện hoá ở trong dung dịch muối (hình 7.12) :



$$Cu + 2AgNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2Ag\downarrow$$



Hình 7.12.
Cu khử ion Ag^+

IV – ỨNG DỤNG CỦA ĐỒNG

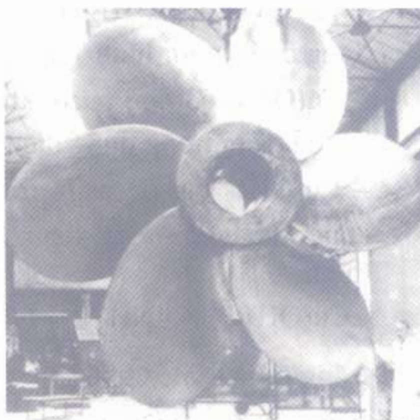
Những ứng dụng của đồng chủ yếu dựa vào tính dẻo, tính dẫn điện, tính bền và khả năng tạo ra nhiều hợp kim. Hợp kim đồng có nhiều ứng dụng trong công nghiệp và đời sống là :

– Đồng thau là hợp kim Cu – Zn (45% Zn) có tính cứng và bền hơn đồng, dùng chế tạo các chi tiết máy, chế tạo các thiết bị dùng trong công nghiệp đóng tàu biển.

– Đồng bạch là hợp kim Cu – Ni (25% Ni), có tính bền, đẹp, không bị ăn mòn trong nước biển. Đồng bạch được dùng trong công nghiệp tàu thuỷ, đúc tiền,... (hình 7.13).

– Đồng thanh là hợp kim Cu – Sn, dùng để chế tạo máy móc, thiết bị.

– Hợp kim Cu – Au, trong đó 2/3 là Cu, 1/3 là Au (hợp kim này được gọi là vàng 9 cara), dùng để đúc các đồng tiền vàng, vật trang trí,...



Hình 7.13.
Chân vịt tàu biển bằng hợp kim đồng

Các ngành kinh tế sử dụng đồng trên thế giới :

+ Công nghiệp điện : 58%

+ Kiến trúc, xây dựng : 19%

+ Máy móc công nghiệp : 17%

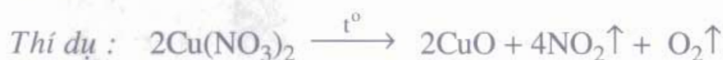
+ Các ngành khác : 6%

B. MỘT SỐ HỢP CHẤT CỦA ĐỒNG

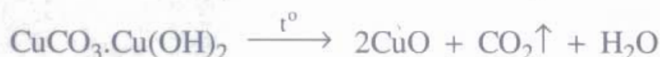
1. Đồng(II) oxit, CuO

– CuO là chất rắn màu đen.

– CuO được điều chế bằng cách nhiệt phân các hợp chất $Cu(OH)_2$, $Cu(NO_3)_2$, $CuCO_3.Cu(OH)_2$,...

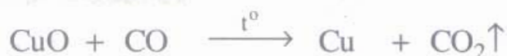


Thí dụ : $2Cu(NO_3)_2 \xrightarrow{t^o} 2CuO + 4NO_2\uparrow + O_2\uparrow$



$CuCO_3.Cu(OH)_2 \xrightarrow{t^o} 2CuO + CO_2\uparrow + H_2O$

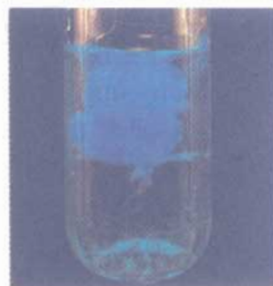
– CuO có *tính oxi hoá :*



$CuO + CO \xrightarrow{t^o} Cu + CO_2\uparrow$



$3CuO + 2NH_3 \xrightarrow{t^o} N_2\uparrow + 3Cu + 3H_2O$



Hình 7.14.
Kết tủa $Cu(OH)_2$

2. Đồng(II) hiđroxit, $Cu(OH)_2$

– $Cu(OH)_2$ là chất rắn, màu xanh.

– Điều chế $Cu(OH)_2$ từ dung dịch muối đồng(II) và dung dịch bazơ (hình 7.14).

– $Cu(OH)_2$ có *tính bazơ*, không tan trong nước nhưng tan dễ dàng trong dung dịch axit.

– $Cu(OH)_2$ tan dễ dàng trong dung dịch NH_3 tạo ra dung dịch có màu xanh lam gọi là nước Svayde (hình 7.15).



$Cu(OH)_2 + 4NH_3 \longrightarrow [Cu(NH_3)_4](OH)_2$



Hình 7.15.
$Cu(OH)_2$ tan trong dung dịch NH_3 tạo ra $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ màu xanh lam

3. Đồng(II) sunfat, $CuSO_4$

$CuSO_4$ ở dạng khan là chất rắn màu trắng. Khi hấp thụ nước tạo thành muối hiđrat $CuSO_4.5H_2O$ màu xanh. Do vậy $CuSO_4$ khan được dùng để phát hiện dấu vết của nước trong các chất lỏng.

BÀI TẬP

1. Phản ứng hoá học nào sau đây xảy ra ?

A. $Cu^{2+} + 2Ag \longrightarrow Cu + 2Ag^{+}$

B. $Cu + Pb^{2+} \longrightarrow Cu^{2+} + Pb$

C. $Cu + 2Fe^{3+} \longrightarrow Cu^{2+} + 2Fe^{2+}$

D. $Cu + 2Fe^{3+} \longrightarrow Cu^{2+} + 2Fe$

2. Cho sơ đồ phản ứng sau : $Cu + HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$

Sau khi lập phương trình hoá học của phản ứng, ta có số nguyên tử Cu bị oxi hoá và số phân tử HNO_3 bị khử là

A. 1 và 6　　B. 3 và 6

C. 3 và 2　　D. 3 và 8.

3. a) Từ Cu và những hoá chất cần thiết khác, hãy giới thiệu các phương pháp điều chế dung dịch $CuCl_2$. Viết các phương trình hoá học.

b) Từ hỗn hợp các kim loại Ag và Cu, hãy trình bày 3 phương pháp hoá học tách riêng Ag và Cu. Viết các phương trình hoá học.

4. Hỗn hợp bột A có 3 kim loại là Fe, Ag, Cu. Ngâm hỗn hợp A trong lượng dư dung dịch của một chất B, khuấy kĩ cho đến khi phản ứng kết thúc, nhận thấy chỉ có sắt và đồng trong hỗn hợp tan hết, khối lượng Ag đúng bằng khối lượng của Ag vốn có trong hỗn hợp.

a) Hãy dự đoán chất B.

b) Nếu sau khi phản ứng kết thúc, thu được khối lượng Ag nhiều hơn khối lượng Ag vốn có trong hỗn hợp A thì chất có trong dung dịch B có thể là chất nào ?

Viết tất cả các phương trình hoá học.

5. a) Cho một ít bột sắt vào dung dịch đồng(II) sunfat, nhận thấy màu xanh của dung dịch nhạt dần. Nhưng cho một ít bột đồng vào dung dịch sắt(III) sunfat nhận thấy màu vàng nâu của dung dịch nhạt dần và sau đó lại có màu xanh. Hãy giải thích hiện tượng và viết các phương trình hoá học.

b) Điện phân dung dịch đồng(II) sunfat bằng các điện cực trơ (graphit), nhận thấy màu xanh của dung dịch nhạt dần cho đến không màu. Khi thay các điện cực graphit bằng các điện cực đồng, nhận thấy màu xanh của dung dịch hầu như không thay đổi. Hãy giải thích các hiện tượng và viết các phương trình hoá học.

6. Hợp kim Cu – Al được cấu tạo bằng tinh thể hợp chất hoá học, trong đó có 13,2% Al về khối lượng. Hãy xác định công thức hoá học của hợp chất.

7. Hãy xác định hàm lượng Sn có trong hợp kim Cu – Sn. Biết rằng trong hợp kim này, ứng với 1 mol Sn thì có 5 mol Cu.

Bài 44

SƠ LƯỢC VỀ MỘT SỐ KIM LOẠI KHÁC

Biết vị trí của các kim loại bạc, vàng, niken, kẽm, thiếc, chì trong bảng tuần hoàn và cấu tạo nguyên tử, tính chất, ứng dụng của chúng.

BẠC

Bạc là nguyên tố kim loại chuyển tiếp, thuộc nhóm IB, chu kì 5, số hiệu nguyên tử là 47 trong bảng tuần hoàn. Trong các hợp chất, bạc có số oxi hoá phổ biến là +1, ngoài ra bạc còn có số oxi hoá là +2 và +3.

Cấu hình electron nguyên tử Ag : $[Kr]\ 4d^{10}5s^1$

1. Tính chất

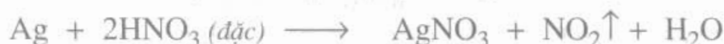
Bạc có tính mềm, dẻo (dễ kéo sợi và dát mỏng), màu trắng, dẫn nhiệt và dẫn điện tốt nhất trong các kim loại.

Bạc là kim loại nặng (khối lượng riêng là 10,5 g/cm^3), nóng chảy ở 960,5°C.

Bạc có tính khử yếu, nhưng ion Ag^+ có tính oxi hoá mạnh $(E^o_{Ag^+/Ag} = +0,80V)$.

– Bạc không bị oxi hoá trong không khí, dù ở nhiệt độ cao.

– Bạc không tác dụng với HCl, H_2SO_4 loãng, nhưng tác dụng với axit có tính oxi hoá mạnh, như HNO_3 hoặc H_2SO_4 đặc nóng.



$$Ag + 2HNO_3\ (đặc) \longrightarrow AgNO_3 + NO_2\uparrow + H_2O$$

– Bạc có màu đen khi tiếp xúc với không khí hoặc nước có mặt hiđro sunfua :



$$4Ag + 2H_2S + O_2 \longrightarrow 2Ag_2S\downarrow (đen) + 2H_2O$$

2. Ứng dụng

– Bạc tinh khiết được dùng để chế tạo đồ trang sức, vật trang trí, mạ bạc cho những vật bằng kim loại, chế tạo một số linh kiện trong kĩ thuật vô tuyến, chế tạo ăcquy (ăcquy Ag – Zn có hiệu điện thế 1,85 V).

– Chế tạo hợp kim, thí dụ hợp kim Ag – Cu, hợp kim Ag – Au. Những hợp kim này dùng làm đồ trang sức, bộ đồ ăn, đúc tiền,...

– Ion Ag^+ (dù nồng độ rất nhỏ, chỉ khoảng 10^{-10} mol/l) có khả năng sát trùng, diệt khuẩn.

VÀNG

Vàng là nguyên tố kim loại chuyển tiếp, thuộc nhóm IB, chu kì 6, số hiệu nguyên tử là 79 trong bảng tuần hoàn. Trong các hợp chất, vàng có số oxi hoá phổ biến là +3, ngoài ra vàng còn có số oxi hoá +1.

Cấu hình electron nguyên tử Au : $[Xe]\ 4f^{14}5d^{10}6s^1$

1. Tính chất

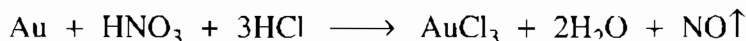
Vàng là kim loại mềm, màu vàng, dẻo (người ta có thể cán lá vàng mỏng hơn 0,0002 mm, từ 1 g vàng có thể kéo thành sợi mảnh dài tới 3,5 km). Vàng có tính dẫn điện và dẫn nhiệt tốt, chỉ kém bạc và đồng.

Vàng có khối lượng riêng là 19,3 g/cm^3, nóng chảy ở 1063°C.

Vàng có tính khử rất yếu ($E^o_{Au^{3+}/Au} = +1,50V$).

Vàng không bị oxi hoá trong không khí dù ở nhiệt độ nào và không bị hoà tan trong axit, kể cả HNO_3 nhưng vàng bị hoà tan trong :

– Nước cường toan (hỗn hợp 1 thể tích HNO_3 và 3 thể tích HCl đặc)



$$Au + HNO_3 + 3HCl \longrightarrow AuCl_3 + 2H_2O + NO\uparrow$$

– Dung dịch muối xianua của kim loại kiềm, như NaCN, tạo thành ion phức $[Au(CN)_2]^-$.

– Thuỷ ngân, vì tạo thành hỗn hống với Au (chất rắn, màu trắng). Đốt nóng hỗn hống, thuỷ ngân bay hơi còn lại vàng (chú ý tính độc hại của thí nghiệm này).

2. Ứng dụng

Vàng được dùng làm đồ trang sức, mạ vàng cho những vật trang trí,...

Phần lớn vàng được dùng chế tạo các hợp kim : Au – Cu, Au – Ni, Au – Ag,...

NIKEN

Niken là nguyên tố kim loại chuyển tiếp, thuộc nhóm VIIIB, chu kì 4, có số hiệu nguyên tử là 28 trong bảng tuần hoàn. Trong các hợp chất, niken có số oxi hoá phổ biến là +2, ngoài ra còn có số oxi hoá là +3.

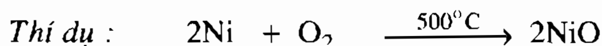
Cấu hình electron nguyên tử Ni : $[Ar]\ 3d^84s^2$

1. Tính chất

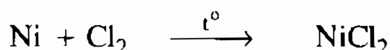
Niken là kim loại có màu trắng bạc, rất cứng, có khối lượng riêng bằng 8,91 g/cm^3, nóng chảy ở 1455°C.

Niken có tính khử yếu hơn sắt ($E^o_{Ni^{2+}/Ni} = -0,26\,V$).

Niken có thể tác dụng được với nhiều đơn chất và hợp chất : khi đun nóng có thể phản ứng với một số phi kim như oxi, clo,... ; phản ứng được với một số dung dịch axit, đặc biệt là tan dễ dàng trong dung dịch axit HNO_3 đặc nóng.



Thí dụ : $2Ni + O_2 \xrightarrow{500^oC} 2NiO$



$Ni + Cl_2 \xrightarrow{t^o} NiCl_2$

Ở nhiệt độ thường, Ni bền với không khí, nước và một số dung dịch axit do trên bề mặt niken có một lớp màng oxit bảo vệ.

2. Ứng dụng

Phần lớn niken được dùng để chế tạo hợp kim, Ni có tác dụng làm tăng độ bền, chống ăn mòn và chịu nhiệt độ cao. *Thí dụ :*

– Hợp kim Inva Ni – Fe không dãn nở theo nhiệt độ, được dùng trong kĩ thuật vô tuyến,...

– Hợp kim đồng bạch Cu – Ni có tính bền vững cao, không bị ăn mòn dù trong môi trường nước biển, dùng chế tạo chân vịt tàu biển, tuabin cho động cơ máy bay phản lực.

Một phần nhỏ niken được dùng :

– Mạ lên các kim loại khác để chống ăn mòn.

– Làm chất xúc tác (bột Ni) trong nhiều phản ứng hoá học.

– Chế tạo ăcquy Cd – Ni (có hiệu điện thế 1,4 V), ăcquy Fe – Ni.

KẼM

Kẽm là nguyên tố kim loại chuyển tiếp, thuộc nhóm IIB, chu kì 4, có số hiệu nguyên tử là 30 trong bảng tuần hoàn. Trong các hợp chất, Zn có số oxi hoá là +2.

Cấu hình electron nguyên tử Zn : [Ar] $3d^{10}4s^2$

1. Tính chất

Kẽm là kim loại có màu lam nhạt, giòn ở nhiệt độ phòng, dẻo ở nhiệt độ 100 –150°C, giòn trở lại ở nhiệt độ trên 200°C. Kẽm có khối lượng riêng bằng 7,13 g/cm^3, nóng chảy ở 419,5°C, sôi ở 906°C.

Kẽm là kim loại hoạt động, có tính khử mạnh, thế điện cực chuẩn của kẽm $E^o_{Zn^{2+}/Zn} = -0,76\,V$. Kẽm tác dụng được với nhiều phi kim và các dung dịch axit, kiềm, muối. Tuy nhiên, kẽm không bị oxi hoá trong không khí, trong nước vì trên bề mặt kẽm có màng oxit hoặc cacbonat bazơ bảo vệ.

2. Ứng dụng

Phần lớn kẽm được dùng để bảo vệ bề mặt các vật bằng sắt thép chống ăn mòn như dây thép, tấm lợp, thép lá.

Kẽm được dùng chế tạo các hợp kim, như hợp kim Cu – Zn (đồng thau), hợp kim Cu – Zn – Ni, hợp kim Cu – Al – Zn,... Những hợp kim này có tính bền cao, chống ăn mòn, được dùng chế tạo các chi tiết máy, đồ trang sức và trang trí,...

Kẽm được dùng chế tạo pin điện hoá, như pin kẽm – mangan là loại pin được dùng phổ biến nhất hiện nay (pin Văn Điển, pin Con Thỏ ...) ; pin không khí – kẽm,... Một số hợp chất của kẽm còn được dùng trong y học.

THIẾC

Thiếc là kim loại thuộc nhóm IVA, chu kì 5, có số hiệu nguyên tử là 50 trong bảng tuần hoàn. Trong các hợp chất, Sn có số oxi hoá +2 và +4.

Cấu hình electron nguyên tử Sn : [Kr] $4d^{10}5s^25p^2$.

1. Tính chất

Thiếc là kim loại màu trắng bạc, dẻo (dễ cán thành lá mỏng gọi là giấy thiếc). Thiếc có nhiệt độ nóng chảy là 232°C, nhiệt độ sôi 2620°C. Thiếc có 2 dạng thù hình là thiếc trắng và thiếc xám. Thiếc trắng bền ở nhiệt độ trên 14°C, có khối lượng riêng bằng 7,92 g/cm^3. Thiếc xám bền ở nhiệt độ dưới 14°C, có khối lượng riêng bằng 5,85 g/cm^3.

Thiếc là kim loại có *tính khử yếu hơn kẽm và niken* :

– Trong không khí ở nhiệt độ thường, Sn không bị oxi hoá ; Ở nhiệt độ cao, Sn bị oxi hoá thành SnO_2.

– Thiếc tác dụng chậm với các dung dịch HCl, H_2SO_4 loãng tạo thành muối Sn(II) và H_2. Với dung dịch HNO_3 loãng tạo muối Sn(II) nhưng không giải phóng hiđro. Với H_2SO_4, HNO_3 đặc tạo ra hợp chất Sn(IV).

– Thiếc bị hoà tan trong dung dịch kiềm đặc (NaOH, KOH). Trong tự nhiên, thiếc được bảo vệ bằng màng oxit, do vậy thiếc tương đối bền về mặt hoá học, bị ăn mòn chậm.

2. Ứng dụng

Thiếc được dùng để tráng lên bề mặt các vật bằng sắt thép, vỏ hộp đựng thực phẩm, nước giải khát, có tác dụng chống ăn mòn, tạo vẻ đẹp và không độc hại.

Thiếc được dùng chế tạo các hợp kim, *thí dụ* hợp kim Sn – Sb – Cu có tính chịu ma sát, dùng chế tạo ổ trục quay. Hợp kim Sn – Pb có nhiệt độ nóng chảy thấp (180°C) dùng chế tạo thiếc hàn.

CHÌ

Chì là kim loại thuộc nhóm IVA, chu kì 6, số hiệu nguyên tử là 82 trong bảng tuần hoàn. Nguyên tử chì có 6 lớp electron, lớp ngoài cùng có 4e, lớp sát ngoài cùng có 18e. Trong các hợp chất, Pb có số oxi hoá +2 và +4. Hợp chất có số oxi hoá +2 là phổ biến và bền hơn.

Cấu hình electron nguyên tử Pb : $[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^26p^2$.

1. Tính chất

Chì có màu trắng hơi xanh, mềm (có thể cắt bằng dao), dễ dát mỏng và kéo sợi. Chì là kim loại nặng, có khối lượng riêng là 11,34 g/cm^3, nóng chảy ở 327,4°C, sôi ở 1745°C.

Chì có *tính khử yếu*. Thế điện cực chuẩn của chì $E^o_{Pb^{2+}/Pb} = -0,13V$.

Chì không tác dụng với các dung dịch HCl, H_2SO_4 loãng do các muối chì không tan bao bọc ngoài kim loại. Chì tan nhanh trong H_2SO_4 đặc nóng và tạo thành muối tan là $Pb(HSO_4)_2$. Chì tan dễ dàng trong dung dịch HNO_3, tan chậm trong HNO_3 đặc.

Chì cũng tan chậm trong dung dịch bazơ nóng (như NaOH, KOH). Trong không khí, chì được bao phủ bằng màng oxit bảo vệ, nên không bị oxi hoá tiếp, khi đun nóng thì tiếp tục bị oxi hoá tạo ra PbO. Chì không tác dụng với nước. Khi có mặt không khí, nước sẽ ăn mòn chì tạo ra $Pb(OH)_2$.

2. Ứng dụng

Chì được sử dụng nhiều trong công nghiệp như : chế tạo các điện cực trong ăcquy chì.

Chì được dùng để chế tạo các thiết bị sản xuất axit sunfuric, như tháp hấp thụ, ống dẫn axit,...

Chì được dùng để chế tạo các hợp kim không mài mòn các trục quay, nên được dùng làm ổ trục. Hợp kim của thiếc với chì dùng làm thiếc hàn.

Chì có tác dụng hấp thụ tia gamma (γ), nên dùng để ngăn cản tia phóng xạ.

BÀI TẬP

1. Phản ứng hoá học nào sau đây *không* xảy ra ?

A. $Pb^{2+} + Sn \longrightarrow Pb + Sn^{2+}$ B. $Sn^{2+} + Ni \longrightarrow Sn + Ni^{2+}$

C. $Pb^{2+} + Ni \longrightarrow Pb + Ni^{2+}$ D. $Sn^{2+} + Pb \longrightarrow Pb^{2+} + Sn$

2. Có các ion riêng biệt trong dung dịch là Ni^{2+}, Zn^{2+}, Ag^{+}, Sn^{2+}, Au^{3+}, Pb^{2+}. Ion có tính oxi hoá mạnh nhất và ion có tính oxi hoá yếu nhất lần lượt là

A. Pb^{2+} và Ni^{2+} B. Ag^{+} và Zn^{2+}

C. Au^{3+} và Zn^{2+} D. Ni^{2+} và Sn^{2+}

3. Hãy nêu các chất, các điện cực và các phản ứng hoá học xảy ra trong quá trình :

a) Mạ đồng cho một vật bằng sắt thép ;

b) Mạ thiếc cho một vật bằng thép ;

c) Mạ bạc cho một vật bằng đồng.

4. Hãy viết bản tóm tắt về những kim loại trong nhóm IB về :

a) Cấu tạo nguyên tử : số lớp electron, số electron lớp ngoài cùng, cấu hình electron nguyên tử (dạng viết gọn) ,

b) Tính chất vật lí và tính chất hoá học cơ bản ;

c) Ứng dụng của các kim loại trong nhóm.

5. Nhúng tấm kẽm vào dung dịch chứa 14,64 gam cađimi clorua. Sau phản ứng, khối lượng tấm kẽm tăng lên 3,29 gam. Xác định khối lượng cađimi tách ra và thành phần muối tạo nên trong dung dịch.

6. Hãy lập bảng so sánh các kim loại niken, đồng, kẽm về :

a) Vị trí của chúng trong bảng tuần hoàn ;

b) Cấu hình electron nguyên tử (dạng viết gọn) ;

c) Số oxi hoá của các nguyên tố ;

d) Thế điện cực chuẩn của các kim loại ;

e) Tính khử của các kim loại.

7. Hãy thực hiện những biến đổi sau :

a) Từ bạc nitrat điều chế kim loại bạc bằng 2 phương pháp.

b) Từ kẽm sunfua và kẽm cacbonat điều chế kim loại kẽm bằng 2 phương pháp.

c) Từ thiếc(IV) oxit điều chế kim loại thiếc.

d) Từ chì sunfua điều chế kim loại chì.

8. Hoà tan hết 3,0 gam hợp kim của đồng và bạc trong axit nitric loãng, đun nóng thu được 7,34 gam hỗn hợp muối nitrat. Xác định thành phần % khối lượng của mỗi kim loại trong hợp kim.

9. Nung một lượng muối sunfua của một kim loại hoá trị hai trong oxi dư thì thoát ra 5,60 lít khí (đktc). Chất rắn còn lại được nung nóng với bột than dư tạo ra 41,4 gam kim loại. Nếu cho khí thoát ra đi chậm qua đồng nung nóng thì thể tích khí giảm đi 20%.

a) Viết các phương trình hoá học.

b) Xác định tên sunfua kim loại đã dùng.

Bài 45

LUYỆN TẬP
TÍNH CHẤT CỦA CROM, SẮT VÀ NHỮNG HỢP CHẤT CỦA CHÚNG

- Củng cố và hệ thống hoá những tính chất của crom, sắt và những hợp chất của chúng.
- Vận dụng kiến thức để giải thích hiện tượng, giải bài tập và viết phương trình hoá học.

I – KIẾN THỨC CẦN NHỚ

A. CROM VÀ HỢP CHẤT CỦA CROM

1. Tính chất vật lí

Cấu hình electron nguyên tử Cr : $1s^22s^22p^63s^23p^63d^54s^1$, viết gọn là $[Ar]3d^54s^1$. Crom thuộc nhóm nguyên tố d.

Độ âm điện : 1,61. Thế điện cực chuẩn $E^o_{Cr^{3+}/Cr} = -0,74V$.

2. Tính chất hoá học của crom và hợp chất của crom

Cr $\xrightarrow{+O_2,\ t^o}$ Cr_2O_3 (r)

Cr_2O_3 (r) $\xrightarrow{+\text{bột Al},\ t^o}$ Cr

CrO_3 $\xrightarrow{+NH_3}$ Cr_2O_3 (r)

CrO_3 $\xrightarrow{\text{nước}}$ H_2CrO_4, $H_2Cr_2O_7$

Cr $\xrightarrow{+Cl_2,\ t^o}$ $CrCl_3$ (r)

Cr $\xrightarrow{+HCl,\ +H_2SO_4\ (l)}$ $\overset{+2}{Cr}$

$\overset{+2}{Cr}$ $\xrightarrow{+Cl_2}$ $\overset{+3}{Cr}$; $\overset{+3}{Cr}$ $\xrightarrow{+Zn}$ $\overset{+2}{Cr}$

$\overset{+3}{Cr}$ $\xrightarrow{+Br_2}$ $\overset{+6}{Cr}$; $\overset{+6}{Cr}$ $\xrightarrow{+SO_2,\ KI}$ $\overset{+3}{Cr}$

$\overset{+2}{Cr}$ $\xrightarrow{OH^-}$ $Cr(OH)_2$; $Cr(OH)_2$ $\xrightarrow{H^+}$ $\overset{+2}{Cr}$

$Cr(OH)_2$ $\xrightarrow{+(O_2 + H_2O)}$ $Cr(OH)_3$

$Cr(OH)_3$ $\xrightarrow{H^+}$ $\overset{+3}{Cr}$

$Cr(OH)_3$ $\xrightarrow{OH^-}$ $[Cr(OH)_4]^-$

Số oxi hoá +2	Số oxi hoá +3	Số oxi hoá +6
• Tính khử	• Tính khử và tính oxi hoá	• Tính oxi hoá
• Oxit, hiđroxit có tính bazơ	• Oxit, hiđroxit có tính lưỡng tính	• Oxit, hiđroxit có tính axit

B. SẮT VÀ HỢP CHẤT CỦA SẮT

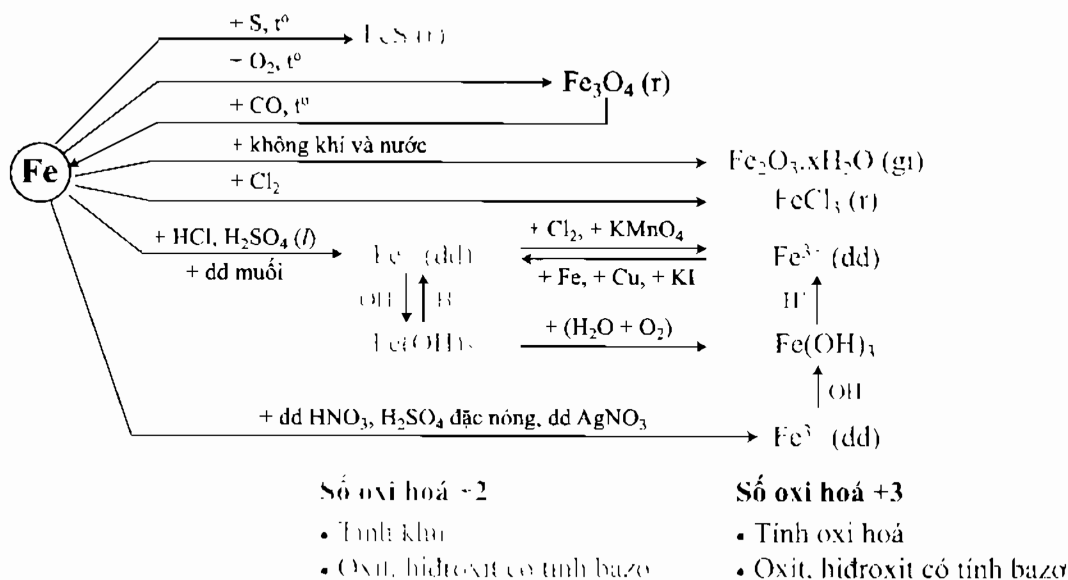
1. Tính chất vật lí

Cấu hình electron nguyên tử Fe : $1s^22s^22p^63s^23p^63d^64s^2$, viết gọn là $[Ar]3d^64s^2$. Sắt thuộc nhóm nguyên tố d.

Độ âm điện : 1,83.

Thế điện cực chuẩn : $E^o_{Fe^{2+}/Fe} = -0,44V$; $E^o_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} = +0,77V$.

2. Tính chất hoá học của sắt và hợp chất của sắt



3. Hợp kim của sắt

– Thành phần của gang và thép.

– Các phản ứng hoá học xảy ra trong quá trình luyện gang và thép.

II BÀI TẬP

1. Cho phương trình hoá học : $2Cr + 3Sn^{2+} \longrightarrow 2Cr^{3+} + 3Sn$

Câu nào sau đây diễn tả đúng vai trò của các chất ?

A. Cr là chất oxi hoá, Sn^{2+} là chất khử

B. Cr là chất khử, Sn^{2+} là chất oxi hoá

C. Sn^{2+} là chất khử, Cr^{3+} là chất oxi hoá

D. Cr^{3+} là chất khử, Sn^{2+} là chất oxi hoá.

2. Kim loại trong cặp oxi hoá – khử nào sau đây có thể phản ứng với ion Ni^{2+} trong cặp Ni^{2+}/Ni ?

A. Pb^{2+}/Pb B. Cu^{2+}/Cu

C. Sn^{2+}/Sn D. Cr^{3+}/Cr.

3. Trong phản ứng : $Fe + H_2SO_4$ *đ* $\xrightarrow{t^o}$ $Fe_2(SO_4)_3 + H_2O + SO_2$ có bao nhiêu nguyên tử Fe bị oxi hoá và bao nhiêu phân tử H_2SO_4 bị khử ?

A. 2 và 3 B. 1 và 1

C. 3 và 2 D. 2 và 6.

4. Viết các phương trình hoá học cho những chuyển đổi sau :

$$Cr \xrightarrow{(1)} CrCl_2 \xrightarrow{(2)} Cr(OH)_2 \xrightarrow{(3)} Cr(OH)_3 \xrightarrow{(4)} Na[Cr(OH)_4]$$

$$CrCl_2 \xrightarrow{(5)} CrCl_3 \qquad Cr(OH)_3 \xrightarrow{(6)} CrCl_3$$

5. Sự ăn mòn sắt, thép là quá trình oxi hoá – khử.

a) Giải thích và viết phương trình hoá học của phản ứng xảy ra khi sắt, thép bị ăn mòn.

b) Kẽm hoặc thiếc tráng ngoài vật bằng sắt, thép có tác dụng bảo vệ sắt khỏi bị ăn mòn. Hãy giải thích một thực tế là sau một thời gian sử dụng thì vật được tráng bằng kẽm có hiệu quả bảo vệ tốt hơn vật được tráng thiếc.

Biết : $E^o_{Zn^{2+}/Zn} = -0,76V$; $E^o_{Fe^{2+}/Fe} = -0,44V$; $E^o_{Sn^{2+}/Sn} = -0,14V$.

c) Vì sao thiếc được dùng nhiều hơn kẽm để bảo vệ kim loại dùng chế tạo hộp đựng thực phẩm. Còn kẽm lại được dùng nhiều hơn thiếc để bảo vệ ống dẫn nước, xô, chậu,...?

6. a) Từ Fe, hãy trình bày 3 phương pháp điều chế trực tiếp muối $FeSO_4$. Viết các phương trình hoá học.

b) Từ hỗn hợp Ag và Cu, hãy trình bày 3 phương pháp hoá học tách riêng Ag và Cu. Viết các phương trình hoá học.

7. Có 3 lọ, mỗi lọ đựng 1 trong 3 hỗn hợp sau : Fe và FeO, Fe và Fe_2O_3, FeO và Fe_2O_3. Hãy dẫn ra cách nhận biết hỗn hợp chất đựng trong mỗi lọ bằng phương pháp hoá học và viết các phương trình hoá học.

8. Khử 2,4 gam hỗn hợp CuO và một oxit sắt có tỉ lệ số mol 1 : 1. Sau phản ứng thu được 1,76 gam chất rắn, đem hoà tan vào dung dịch HCl dư thấy thoát ra 0,448 lít khí (đktc).

Xác định công thức của oxit sắt.

9. Dung dịch A là $FeSO_4$ có lẫn tạp chất $Fe_2(SO_4)_3$. Để xác định nồng độ mol của mỗi chất trong dung dịch A, người ta tiến hành những thí nghiệm sau :

Thí nghiệm 1 : Thêm dần dung dịch NaOH vào 20 ml dung dịch A cho đến dư, đun nóng. Lọc lấy kết tủa, nung trong không khí ở nhiệt độ cao tới khi khối lượng không đổi, được chất rắn duy nhất có khối lượng 1,2 gam.

Thí nghiệm 2 : Thêm vài giọt dung dịch H_2SO_4 vào 20 ml dung dịch A, rồi nhỏ dần từng giọt dung dịch $KMnO_4$ vào dung dịch trên, lắc nhẹ. Khi dung dịch có màu hồng thì ngừng thí nghiệm, người ta đã dùng hết 10 ml dung dịch $KMnO_4$ 0,2M

a) Giải thích quá trình thí nghiệm và viết các phương trình hoá học.

b) Tính nồng độ mol của mỗi chất có trong dung dịch A ban đầu.

c) Bằng phương pháp hoá học nào có thể loại bỏ được tạp chất trong dung dịch A ban đầu ? Viết phương trình hoá học của phản ứng đã dùng.

Bài 46

LUYỆN TẬP

TÍNH CHẤT CỦA ĐỒNG VÀ HỢP CHẤT CỦA ĐỒNG
SƠ LƯỢC VỀ CÁC KIM LOẠI Ag, Au, Ni, Zn, Sn, Pb

- Củng cố tính chất của đồng và hợp chất của đồng.
- Hệ thống hoá về tính chất, ứng dụng của một số kim loại.
- Vận dụng kiến thức giải thích hiện tượng, làm bài tập, viết phương trình hoá học.

I - KIẾN THỨC CẦN NHỚ

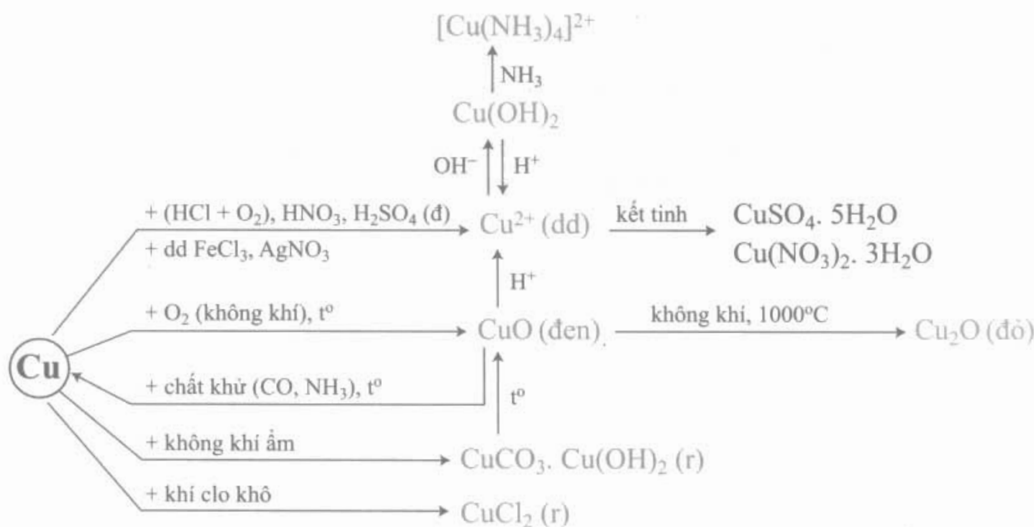
A. ĐỒNG VÀ HỢP CHẤT CỦA ĐỒNG

1. Cấu tạo nguyên tử

Cấu hình electron nguyên tử Cu : $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^1$, viết gọn là $[Ar]3d^{10}4s^1$. Đồng thuộc nhóm nguyên tố d.

Độ âm điện : 1,9. Thế điện cực chuẩn : $E^o_{Cu^{2+}/Cu} = +0,34V$.

2. Tính chất hoá học của đồng và hợp chất của đồng



Số oxi hoá +2

- Tính oxi hoá
- Oxit, hiđroxit có tính bazơ

B. SƠ LƯỢC VỀ CÁC KIM LOẠI Ag, Au, Ni, Zn, Sn, Pb

	Ag	Au	Ni	Zn	Sn	Pb
Số oxi hoá	+1, (+2)	(+1), +3	+2, (+3)	+2	+2, +4	+2, +4
E^o (V)	Ag^+/Ag +0,8	Au^{3+}/Au +1,5	Ni^{2+}/Ni –0,26	Zn^{2+}/Zn –0,76	Sn^{2+}/Sn –0,14	Pb^{2+}/Pb –0,13
Tính khử	Rất yếu	Rất yếu	Trung bình	Mạnh	Yếu	Yếu
Ứng dụng	– Đồ trang sức – Chế tạo hợp kim – Trong kĩ thuật vô tuyến	– Đồ trang sức – Chế tạo hợp kim giá trị cao	– Chế tạo hợp kim inoc – Mạ kim loại – Chế tạo ăcquy	– Tráng, mạ kim loại – Chế tạo hợp kim – Pin điện hoá	– Tráng mạ kim loại – Chế tạo hợp kim	– Chế tạo ăcquy – Chế tạo hợp kim – Công nghiệp điện

II – BÀI TẬP

1. Phương trình hoá học nào sau đây biểu diễn tính oxi hoá của ion kim loại hoặc hợp chất của kim loại ?


A. $Al^{3+} + 3NH_3 + 3H_2O \longrightarrow Al(OH)_3 + 3NH_4^+$


B. $Fe^{2+} + 2NH_3 + 2H_2O \longrightarrow Fe(OH)_2 + 2NH_4^+$


C. $Cu(OH)_2 + 4NH_3 \longrightarrow [Cu(NH_3)_4]^{2+} + 2OH^-$


D. $3CuO + 2NH_3 \longrightarrow 3Cu + N_2 + 3H_2O$

2. Phản ứng : $MnO_4^- + Sn^{2+} + H^+ \longrightarrow Mn^{2+} + Sn^{4+} + H_2O$

có tỉ lệ số mol ion chất khử : số mol ion chất oxi hoá là

A. 1 : 1 B. 2 : 1

C. 4 : 1 D. 5 : 2

3. Cho phản ứng : $K_2Cr_2O_7 + HCl \longrightarrow KCl + CrCl_3 + H_2O + Cl_2$

Trong phản ứng này có bao nhiêu phân tử HCl bị oxi hoá ?

A. 3 B. 6

C. 8 D. 14

4. Nêu những điều kiện để chì tác dụng với :

a) Không khí.

b) Axit clohiđric.

c) Axit nitric.

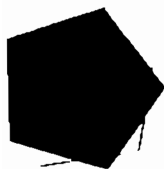
5. Chì và thiếc cùng có nhiều số oxi hoá trong các hợp chất và cùng tạo ra hợp chất phức. Tại sao chúng không được xếp vào nhóm những kim loại chuyển tiếp ?

6. Ngâm một lá kẽm nặng 100 gam trong 100 ml dung dịch chứa $Cu(NO_3)_2$ 3M lẫn với $Pb(NO_3)_2$ 1M. Sau phản ứng, lấy lá kẽm ra khỏi dung dịch, khối lượng lá kẽm bằng bao nhiêu (giả sử toàn bộ kim loại tạo thành bám vào lá kẽm) ?

7. Hoà tan m gam kẽm vào dung dịch HCl dư thoát ra V_1 lít khí (đktc). Hoà tan m gam kẽm vào dung dịch NaOH dư thoát ra V_2 lít khí (đktc). Viết phương trình hoá học của các phản ứng xảy ra và so sánh V_1 với V_2.

8. 23,8 gam kim loại X tan hết trong dung dịch HCl tạo ra ion X^{2+}. Dung dịch tạo thành có thể tác dụng vừa đủ với 200 ml $FeCl_3$ 2M để tạo ra ion X^{4+}. Viết phương trình hoá học cho phản ứng xảy ra và xác định kim loại X.

9. Cho 40 gam hỗn hợp vàng, bạc, đồng, sắt, kẽm tác dụng với O_2 dư nung nóng thu được 46,4 gam chất rắn X. Thể tích dung dịch HCl 2M có khả năng phản ứng với chất rắn X là bao nhiêu ?



BÀI THỰC HÀNH 7
TÍNH CHẤT HOÁ HỌC CỦA CROM, SẮT, ĐỒNG VÀ NHỮNG HỢP CHẤT CỦA CHÚNG

- Khắc sâu một số tính chất hoá học của các kim loại Cr, Fe, Cu và những hợp chất của chúng bằng thí nghiệm thực hành.
- Rèn luyện thao tác thí nghiệm an toàn, có hiệu quả.

NỘI DUNG VÀ CÁCH TIẾN HÀNH THÍ NGHIỆM

Thí nghiệm 1 : *Tính chất hoá học của kali đicromat $K_2Cr_2O_7$*

Cho vào ống nghiệm 1 – 2 ml dung dịch $K_2Cr_2O_7$ (màu da cam). Thêm dần từng giọt dung dịch $FeSO_4$ và dung dịch H_2SO_4 cho đến khi có hiện tượng đổi màu.

Mô tả sự đổi màu. Loại phản ứng nào đã xảy ra ? Kết luận về tính chất của muối kali đicromat và viết phương trình hoá học của phản ứng xảy ra.

Thí nghiệm 2 : *Điều chế và thử tính chất của hiđroxit sắt*

Rót vào 2 ống nghiệm, mỗi ống 2 ml nước cất đã được đun sôi, để nguội. Hoà tan vào ống nghiệm thứ nhất một ít $FeSO_4$, vào ống nghiệm thứ hai một ít $Fe_2(SO_4)_3$. Thêm vào mỗi ống nghiệm vài giọt dung dịch NaOH loãng.

Mô tả các chất kết tủa vừa mới được tạo thành. Giải thích và viết các phương trình hoá học.

Dùng đũa thuỷ tinh lấy nhanh mỗi loại kết tủa vừa được tạo thành ở trên rồi cho vào 2 ống nghiệm. Nhỏ vài giọt dung dịch HCl vào mỗi ống nghiệm. Nhận xét và kết luận về tính chất hoá học của mỗi loại kết tủa.

Thí nghiệm 3 : *Tính chất hoá học của muối sắt*

Cho vào ống nghiệm 2 ml dung dịch $FeCl_3$. Nhỏ dần dần dung dịch KI vào ống nghiệm. Mô tả hiện tượng. Cho biết loại phản ứng nào đã xảy ra. Kết luận về tính chất hoá học của muối $FeCl_3$. Viết phương trình hoá học.

Thí nghiệm 4 : *Tính chất hoá học của đồng*

Cho vào 3 ống nghiệm, mỗi ống vài mảnh đồng. Rót vào ống nghiệm thứ nhất 1 ml dung dịch H_2SO_4 loãng, vào ống nghiệm thứ hai 1 ml H_2SO_4 đặc, vào ống nghiệm thứ ba 1 ml HNO_3 loãng.

Nêu hiện tượng quan sát được.

Đun nóng nhẹ (phải cẩn thận) cả ba ống nghiệm. Mô tả các hiện tượng và viết phương trình hoá học của phản ứng đã xảy ra.

Chương 8 PHÂN BIỆT MỘT SỐ CHẤT VÔ CƠ CHUẨN ĐỘ DUNG DỊCH

- *Hiểu cách nhận biết một số cation, anion vô cơ trong dung dịch và cách nhận biết một số chất khí vô cơ.*
- *Hiểu nguyên tắc của phương pháp chuẩn độ axit - bazơ và chuẩn độ oxi hoá - khử.*



Phòng thí nghiệm hoá học phân tích

Bài 48

NHẬN BIẾT MỘT SỐ CATION TRONG DUNG DỊCH

- Hiểu phản ứng tạo nên các sản phẩm đặc trưng để nhận biết một số cation trong dung dịch.

I – NGUYÊN TẮC NHẬN BIẾT MỘT ION TRONG DUNG DỊCH

Để nhận biết một ion trong dung dịch, người ta thêm vào dung dịch một thuốc thử tạo với ion đó một sản phẩm đặc trưng như : một chất kết tủa, một hợp chất có màu hoặc một chất khí khó tan sủi bọt, bay khỏi dung dịch.

II – NHẬN BIẾT CÁC CATION Na^+ VÀ NH_4^+

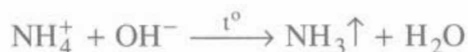
1. Nhận biết cation Na^+

Hầu hết các hợp chất của natri tan nhiều trong nước và không có màu, nên người ta không dùng phản ứng hoá học để nhận biết ion Na^+ mà dùng phương pháp vật lí thử màu ngọn lửa như sau :

Cho một ít muối rắn lên dây platin hình khuyên hoặc nhúng dây platin vào dung dịch muối natri rồi đưa đầu dây đó vào ngọn lửa đèn khí không màu, thấy ngọn lửa nhuốm màu vàng tươi. Tuy nhiên, không khí trong phòng thí nghiệm thường có bụi, trong bụi nhiều khi có vết muối natri nên ta thấy ngọn lửa có màu vàng. Vì vậy, trước khi tiến hành thử ta nhúng dây platin nhiều lần vào dung dịch HCl sạch và chỉ kết luận trong dung dịch có mặt ion Na^+ khi ngọn lửa có màu vàng tươi.

2. Nhận biết cation NH_4^+

Thêm lượng dư dung dịch kiềm NaOH hoặc KOH vào dung dịch chứa ion amoni rồi đun nóng nhẹ, khí NH_3 sẽ được giải phóng :



$$NH_4^+ + OH^- \xrightarrow{t^o} NH_3\uparrow + H_2O$$

Ta nhận ra khí đó bằng mùi khai của nó hoặc sự đổi màu của mẩu giấy quỳ tím tẩm ướt bằng nước cất (màu tím đổi sang màu xanh).

III – NHẬN BIẾT CATION Ba^{2+}

• Để nhận biết cation Ba^{2+} và tách nó khỏi dung dịch người ta dùng dung dịch H_2SO_4 loãng, thuốc thử này tạo với ion Ba^{2+} kết tủa màu trắng không tan trong thuốc thử dư.



$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} \longrightarrow BaSO_4\downarrow$$

• Để nhận biết cation này ta dùng dung dịch thuốc thử K_2CrO_4 hoặc $K_2Cr_2O_7$:



$$Ba^{2+} + CrO_4^{2-} \longrightarrow BaCrO_4\downarrow$$



$$2Ba^{2+} + Cr_2O_7^{2-} + H_2O \longrightarrow 2BaCrO_4\downarrow + 2H^+$$

màu vàng tươi

IV – NHẬN BIẾT CÁC CATION Al^{3+}, Cr^{3+}

Đặc tính chung của 2 cation này là tạo nên các hiđroxit lưỡng tính. Vì vậy, khi thêm từ từ dung dịch kiềm vào các dung dịch chứa chúng, đầu tiên các hiđroxit $M(OH)_3$ kết tủa, sau đó kết tủa này tan trong thuốc thử dư :



$$Al^{3+} + 3OH^- \longrightarrow Al(OH)_3\downarrow$$



$$Al(OH)_3 + OH^- \longrightarrow [Al(OH)_4]^-$$



$$Cr^{3+} + 3OH^- \longrightarrow Cr(OH)_3\downarrow$$

màu xanh



$$Cr(OH)_3 + OH^- \longrightarrow [Cr(OH)_4]^-$$

màu xanh



Hình 8.1.
Kết tủa $Al(OH)_3$

V – NHẬN BIẾT CÁC CATION Fe^{2+}, Fe^{3+}, Cu^{2+}, Ni^{2+}

1. Nhận biết cation Fe^{3+}

• Thuốc thử đặc trưng của ion Fe^{3+} là dung dịch chứa ion thioxianat SCN^-, nó tạo với ion Fe^{3+} các ion phức chất có màu đỏ máu :



$$Fe^{3+} + 3SCN^- \longrightarrow Fe(SCN)_3$$

• Cho dung dịch kiềm NaOH, KOH hoặc NH_3 vào dung dịch chứa ion Fe^{3+}, kết tủa $Fe(OH)_3$ màu nâu đỏ sẽ tạo thành (hình 8.2) :



$$Fe^{3+} + 3OH^- \longrightarrow Fe(OH)_3\downarrow$$

màu nâu đỏ



Hình 8.2.
Kết tủa $Fe(OH)_3$

2. Nhận biết cation Fe^{2+}

• Cho dung dịch kiềm OH^- hoặc NH_3 vào dung dịch Fe^{2+} thì kết tủa $Fe(OH)_2$ màu trắng hơi xanh sẽ tạo thành (hình 8.3). Ngay sau đó, trong dung dịch kết tủa này tiếp xúc với oxi không khí và bị oxi hoá thành $Fe(OH)_3$:

$$4Fe(OH)_2 + O_2 + 2H_2O \longrightarrow 4Fe(OH)_3$$

Vì vậy, kết tủa đang từ màu trắng hơi xanh, chuyển dần sang màu vàng rồi cuối cùng thành màu nâu đỏ.

• Các dung dịch chứa Fe^{2+} làm mất màu dung dịch thuốc tím có mặt ion H^+ của môi trường axit :

$$\underset{\text{màu tím hồng}}{MnO_4^- + 5Fe^{2+} + 8H^+} \longrightarrow \underset{\text{không màu}}{Mn^{2+} + 5Fe^{3+}} + 4H_2O$$

Hình 8.3. *Kết tủa $Fe(OH)_2$*

3. Nhận biết cation Cu^{2+}

Thuốc thử đặc trưng của ion Cu^{2+} là dung dịch NH_3. Dung dịch thuốc thử đó đầu tiên tạo với ion Cu^{2+} kết tủa $Cu(OH)_2$ màu xanh (hình 8.4), sau đó kết tủa này bị hoà tan trong thuốc thử dư tạo thành ion phức $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ có màu xanh lam đặc trưng :

$$Cu^{2+} + 2NH_3 + 2H_2O \longrightarrow Cu(OH)_2\downarrow + 2NH_4^+$$

$$Cu(OH)_2 + 4NH_3 \longrightarrow \underset{\text{màu xanh lam}}{[Cu(NH_3)_4]^{2+}} + 2OH^-$$

Hình 8.4. *Kết tủa $Cu(OH)_2$ bằng NH_3*

4. Nhận biết cation Ni^{2+}

Các dung dịch muối niken (đều có màu xanh lá cây) tác dụng với các dung dịch NaOH, KOH tạo thành kết tủa hiđroxit $Ni(OH)_2$ màu xanh lục (hình 8.5), không tan trong thuốc thử dư, nhưng tan được trong dung dịch NH_3 tạo thành ion phức màu xanh :

$$Ni^{2+} + 2OH^- \longrightarrow \underset{\text{màu xanh lục}}{Ni(OH)_2\downarrow}$$

$$Ni(OH)_2 + 6NH_3 \longrightarrow \underset{\text{màu xanh}}{[Ni(NH_3)_6]^{2+}} + 2OH^-$$

Hình 8.5. *Kết tủa $Ni(OH)_2$*

BÀI TẬP

1. Có 5 dung dịch riêng rẽ, mỗi dung dịch chứa 1 cation sau đây: NH_4^+, Mg^{2+}, Fe^{2+}, Fe^{3+}, Al^{3+} (nồng độ khoảng 0,1M). Dùng dung dịch NaOH cho lần lượt vào từng dung dịch trên, có thể nhận biết tối đa được mấy dung dịch ?

   A. 2 dung dịch B. 3 dung dịch

   C. 1 dung dịch D. 5 dung dịch

2. Có 5 lọ chứa hoá chất mất nhãn mỗi lọ đựng một trong các dung dịch chứa cation sau (nồng độ mỗi dung dịch khoảng 0,01M) : Fe^{2+}, Cu^{2+}, Ag^+, Al^{3+}, Fe^{3+}. Chỉ dùng 1 dung dịch thuốc thử là KOH có thể nhận biết được tối đa mấy dung dịch ?

   A. 2 dung dịch B. 3 dung dịch

   C. 1 dung dịch D. 5 dung dịch

3. Một dung dịch chứa đồng thời các cation Ba^{2+}, NH_4^+, Cr^{3+}. Trình bày cách nhận biết sự có mặt từng cation trong dung dịch.

4. Một dung dịch chứa đồng thời các cation Ca^{2+}, Al^{3+}, Fe^{3+}. Trình bày cách nhận biết sự có mặt từng cation trong dung dịch.

5. Một dung dịch chứa đồng thời các cation Fe^{2+}, Al^{3+}, Ni^{2+}. Trình bày cách nhận biết sự có mặt từng cation trong dung dịch.

Bài 49

NHẬN BIẾT MỘT SỐ ANION TRONG DUNG DỊCH

• Biết phản ứng nhận biết một số anion trong dung dịch.

NHẬN XÉT CHUNG

Khi nhận biết các ion trong dung dịch, cần nhớ rằng sự có mặt của một số ion trong dung dịch còn phụ thuộc vào sự có mặt của các ion khác có khả năng phản ứng với chúng.

1. Nhận biết anion NO_3^-

Nếu trong dung dịch không có các anion có khả năng oxi hoá mạnh thì có thể dùng bột Cu hoặc vài mẩu lá Cu mỏng và môi trường axit của axit sunfuric loãng để nhận biết anion NO_3^- :



$$3Cu + 2NO_3^- + 8H^+ \longrightarrow 3Cu^{2+} + 2NO\uparrow + 4H_2O$$

Bột Cu tan ra tạo thành dung dịch màu xanh, khí NO không màu bay lên gặp khí oxi của không khí, tạo thành khí NO_2 có màu nâu đỏ.



$$2NO + O_2 \longrightarrow \underset{\text{màu nâu đỏ}}{2NO_2}$$

2. Nhận biết anion SO_4^{2-}

Thuốc thử đặc trưng cho anion này là dung dịch $BaCl_2$ trong môi trường axit loãng dư (HCl hoặc HNO_3 loãng) :



$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} \longrightarrow BaSO_4\downarrow$$



Hình 8.6. *Kết tủa $BaSO_4$*

Môi trường axit dư là cần thiết, vì một loạt anion như : $CO_3^{2-}, PO_4^{3-}, SO_3^{2-}, HPO_4^{2-}$ cũng cho kết tủa trắng với

ion Ba^{2+}, nhưng các kết tủa đó đều tan trong các dung dịch HCl hoặc HNO_3 loãng, riêng $BaSO_4$ không tan.

3. Nhận biết anion Cl^-

Thuốc thử đặc trưng của anion này là dung dịch bạc nitrat $AgNO_3$ trong môi trường HNO_3 loãng :



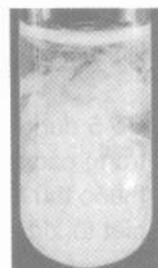
$$Ag^+ + Cl^- \longrightarrow AgCl\downarrow$$

Các anion Br^-, I^- cũng cho phản ứng tương tự, tạo thành các kết tủa AgBr và AgI tương ứng có độ tan nhỏ hơn AgCl nhiều. Tuy nhiên, khác với AgBr và AgI, AgCl tan được trong dung dịch NH_3 loãng :



$$AgCl\downarrow + 2NH_3 \longrightarrow [Ag(NH_3)_2]^+ + Cl^-$$

nên có thể dùng dung dịch NH_3 loãng để tách AgCl ra khỏi hỗn hợp với AgBr và AgI.



Hình 8.7.
Kết tủa AgCl

4. Nhận biết anion CO_3^{2-}

Axit H_2CO_3 là axit yếu, dễ bay hơi, dễ dàng phân huỷ ngay tại nhiệt độ phòng :



$$H_2CO_3 \longrightarrow CO_2 + H_2O$$

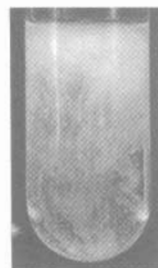
Vì vậy, anion CO_3^{2-} chỉ tồn tại trong các dung dịch bazơ, CO_2 rất ít tan trong nước, nên khi axit hoá dung dịch CO_3^{2-} bằng các dung dịch axit mạnh (HCl, H_2SO_4 loãng) thì CO_2 sẽ giải phóng ra khỏi dung dịch, gây sủi bọt khá mạnh. Nếu dùng dụng cụ đặc biệt đựng lượng dư nước vôi trong, ta sẽ quan sát được sự tạo thành kết tủa trắng $CaCO_3$ làm vẩn đục nước vôi trong đó :



$$CO_3^{2-} + 2H^+ \longrightarrow CO_2\uparrow + H_2O$$



$$CO_2 + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O$$



Hình 8.8.
Kết tủa $CaCO_3$

Hình 8.9. *Ống nghiệm 2 nhánh để điều chế và nhận biết CO_2*

1) Dung dịch CO_3^{2-} ; 2) Nước vôi trong ; 3) Nút cao su.

BÀI TẬP

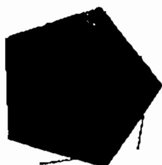
1. Có 5 dung dịch hoá chất không nhãn, mỗi dung dịch nồng độ khoảng 0,1M của một trong các muối sau : KCl, $Ba(HCO_3)_2$, K_2CO_3, K_2S, K_2SO_3. Chỉ dùng một dung dịch thuốc thử là dung dịch H_2SO_4 loãng nhỏ trực tiếp vào mỗi dung dịch, thì có thể phân biệt tối đa mấy dung dịch ?

   A. 1 dung dịch.
   B. 2 dung dịch.
   C. 3 dung dịch.
   D. 5 dung dịch.

2. Hãy trình bày phương pháp hoá học để phân biệt 2 anion CO_3^{2-} và SO_3^{2-}.

3. Có dung dịch chứa các anion NO_3^-, CO_3^{2-}. Hãy nêu cách nhận biết từng ion trong dung dịch đó. Viết các phương trình hoá học.

4. Có dung dịch chứa các anion SO_3^{2-}, SO_4^{2-}. Hãy nêu cách nhận biết từng ion trong dung dịch. Viết các phương trình hoá học.



NHẬN BIẾT MỘT SỐ CHẤT KHÍ

- Biết phản ứng tạo thành sản phẩm đặc trưng để nhận biết một số chất khí vô cơ.

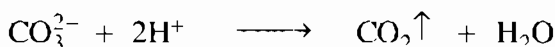
I – NGUYÊN TẮC CHUNG ĐỂ NHẬN BIẾT

Để nhận biết một chất khí, người ta có thể dựa vào tính chất vật lí hoặc tính chất hoá học đặc trưng của nó. *Thí dụ,* có thể dựa vào mùi trứng thối đặc biệt của H_2S để nhận ra khí này, hoặc nhận ra khí NH_3 bằng mùi khai đặc trưng của nó.

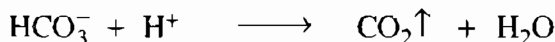
II – NHẬN BIẾT MỘT SỐ CHẤT KHÍ

1. Nhận biết khí CO_2

Khí CO_2 không màu, không mùi, nặng hơn không khí, rất ít tan trong nước, nên khi tạo thành từ dung dịch nước nó sủi bọt khá mạnh.

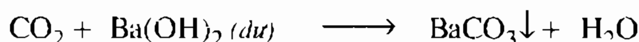


$$CO_3^{2-} + 2H^+ \longrightarrow CO_2\uparrow + H_2O$$



$$HCO_3^- + H^+ \longrightarrow CO_2\uparrow + H_2O$$

Để hấp thụ khí CO_2, người ta thường dùng bình đựng lượng dư dung dịch $Ba(OH)_2$ hoặc lượng dư dung dịch $Ca(OH)_2$. Khí CO_2 bị hấp thụ đồng thời tạo thành kết tủa trắng :



$$CO_2 + Ba(OH)_2\,(dư) \longrightarrow BaCO_3\downarrow + H_2O$$

2. Nhận biết khí SO_2

- Khí SO_2 không màu, nặng hơn không khí, có mùi hắc, gây ngạt và độc, làm vẩn đục nước vôi trong như CO_2.
- Thuốc thử tốt nhất để hấp thụ khí SO_2 đồng thời nhận biết nó và phân biệt nó với khí CO_2 là dung dịch brom dư hoặc dung dịch iot dư đều có màu đỏ nâu :



$$SO_2 + Br_2 + 2H_2O \longrightarrow H_2SO_4 + 2HBr$$



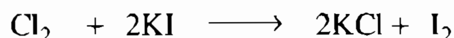
$$SO_2 + I_2 + 2H_2O \longrightarrow H_2SO_4 + 2HI$$

Vì vậy, khí SO_2 làm nhạt màu dung dịch brom hoặc dung dịch iot.

3. Nhận biết khí Cl_2

Khí Cl_2 có màu vàng lục, nặng hơn không khí, mùi hắc, độc, ít tan trong nước. Ta có thể nhận ra một lượng khí clo rất nhỏ có trong không khí bằng mùi hắc rất đặc biệt của nó.

Dùng giấy tẩm KI và hồ tinh bột thấm ướt để nhận ra khí clo (cũng như dùng giấy đó để nhận biết ozon) :

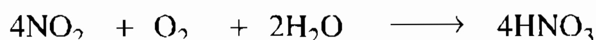


$$Cl_2 + 2KI \longrightarrow 2KCl + I_2$$

I_2 tạo với hồ tinh bột một hỗn hợp có màu xanh tím.

4. Nhận biết khí NO_2

NO_2 nặng hơn không khí, màu nâu đỏ, độc, ít tan trong nước và phản ứng được với nước tạo thành HNO_3 :



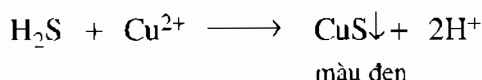
$$4NO_2 + O_2 + 2H_2O \longrightarrow 4HNO_3$$

Nhận ra HNO_3 bằng bột Cu.

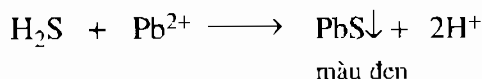
Khi nồng độ khí NO_2 đủ lớn ta cũng có thể nhận ra bằng màu nâu đỏ của nó.

5. Nhận biết khí H_2S

H_2S là khí không màu, nặng hơn không khí, có mùi trứng thối và độc. Lượng rất nhỏ khí H_2S có trong không khí cũng dễ dàng nhận ra nhờ mùi trứng thối khó chịu của nó. Khí H_2S dễ tạo kết tủa sunfua có màu với các dung dịch của nhiều muối ngay trong môi trường axit :



$$H_2S + Cu^{2+} \longrightarrow \underset{\text{màu đen}}{CuS\downarrow} + 2H^+$$



$$H_2S + Pb^{2+} \longrightarrow \underset{\text{màu đen}}{PbS\downarrow} + 2H^+$$

Do đó, có thể dùng miếng giấy lọc tẩm dung dịch muối chì(II) axetat không màu để nhận biết sự có mặt của khí này (phản ứng trên xảy ra tạo thành kết tủa màu đen trên miếng giấy lọc có tẩm muối Pb^{2+} được thấm ướt bằng nước).

6. Nhận biết khí NH_3

NH_3 là khí không màu, nhẹ hơn không khí, tan nhiều trong nước, có mùi khai đặc trưng, kích thích mắt và hệ thống hô hấp rất mạnh. Lượng rất nhỏ khí này trong không khí cũng khiến ta nhận ra ngay bằng mùi khai rất đặc trưng của nó.

NH_3 tan nhiều trong nước và là một bazơ yếu, nên dùng miếng giấy quỳ tím thấm ướt bằng nước cất có thể nhận biết được khí NH_3 trong không khí. Khi đó màu tím của giấy quỳ chuyển thành xanh, cùng với mùi khai của khí. Phản ứng này khẳng định sự có mặt của NH_3 trong không khí.

BÀI TẬP

1. Khí CO_2 có lẫn tạp chất là khí HCl. Để loại trừ tạp chất HCl đó nên cho khí CO_2 đi qua dung dịch nào sau đây là tốt nhất ?

   A. Dung dịch NaOH dư

   B. Dung dịch $NaHCO_3$ bão hoà dư

   C. Dung dịch Na_2CO_3 dư

   D. Dung dịch $AgNO_3$ dư.

2. Có thể dùng dung dịch nước vôi trong để phân biệt 2 khí CO_2 và SO_2 được không ? Tại sao ?

3. Cho hỗn hợp 2 khí CO_2 và SO_2. Hãy trình bày cách tách đồng thời nhân biết sự có mặt từng khí trong hỗn hợp đó. Viết các phương trình hoá học.

4. Chọn thuốc thử thích hợp để phân biệt các cặp chất sau đây.

   a) FeS và $FeCO_3$.

   b) Na_2SO_4 và Na_2SO_3.

Bài 51

CHUẨN ĐỘ AXIT – BAZƠ

- Biết sự chuẩn độ, nguyên tắc của phương pháp chuẩn độ axit–bazơ, từ đó hiểu được một số ứng dụng của nó.

I – PHƯƠNG PHÁP PHÂN TÍCH CHUẨN ĐỘ

Phương pháp phân tích chuẩn độ là phương pháp hoá học định lượng, dựa trên sự đo thể tích dung dịch thuốc thử có nồng độ đã biết phản ứng với một thể tích xác định dung dịch của chất có nồng độ chưa biết cần xác định. Cách xác định nồng độ của dung dịch đó gọi là sự chuẩn độ.

Trong phương pháp phân tích chuẩn độ, người ta dùng nhiều loại phản ứng hoá học như phản ứng trung hoà, phản ứng oxi hoá – khử và lấy tên của các loại phản ứng đó đặt tên cho phương pháp, nên ta có phương pháp chuẩn độ axit – bazơ, phương pháp chuẩn độ oxi hoá – khử.

Chú ý : Mỗi phép chuẩn độ tiến hành ba lần để lấy kết quả trung bình của ba lần đó.

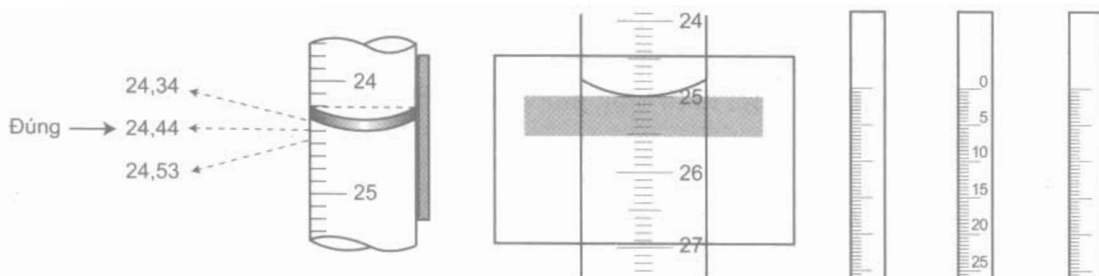
1. Sự chuẩn độ

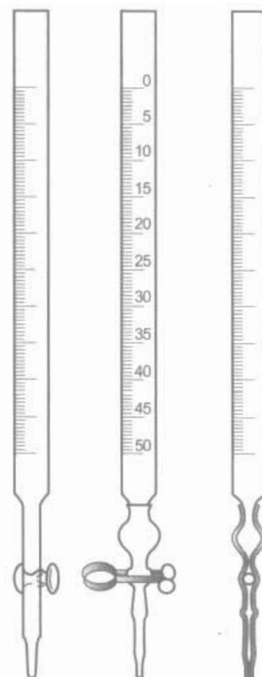
Trong phân tích chuẩn độ, dung dịch thuốc thử đã biết chính xác nồng độ gọi là dung dịch chuẩn. Khi chuẩn độ người ta thêm từ từ dung dịch chuẩn đựng trong buret vào dung dịch cần xác định nồng độ đựng trong bình tam giác. Thời điểm mà chất cần xác định nồng độ vừa tác dụng hết với dung dịch chuẩn gọi là điểm tương đương. Để nhận biết điểm tương đương, người ta dùng những chất gây ra những hiện tượng mà ta dễ quan sát được bằng mắt như sự đổi màu, sự xuất hiện kết tủa có màu hoặc làm đục dung dịch xảy ra tại điểm tương đương hoặc sát điểm tương đương, những chất đó gọi là chất chỉ thị. Chất chỉ thị cho phép ta ngừng thêm dung dịch chuẩn vào để kết thúc chuẩn độ. Thời điểm kết thúc chuẩn độ là điểm cuối.

Dựa vào phương trình hoá học của phản ứng chuẩn độ, thể tích, nồng độ dung dịch chuẩn đã dùng và thể tích dung dịch cần xác định nồng độ ta xác định được nồng độ mol của nó.

2. Dụng cụ trong phân tích

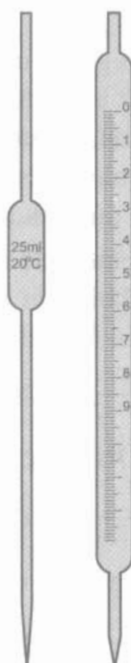
Buret : là một ống thuỷ tinh hình trụ nhỏ được khắc độ theo chiều dài, đầu dưới của nó được thắt lại và được lắp một khoá thuỷ tinh để điều khiển cho dung dịch chuẩn chảy ra từ từ theo từng giọt nối tiếp nhau (hình 8.10).

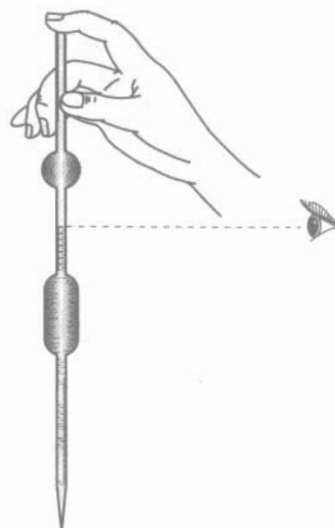




Hình 8.10.
Một số loại buret và cách đọc đúng thể tích dung dịch trong buret.

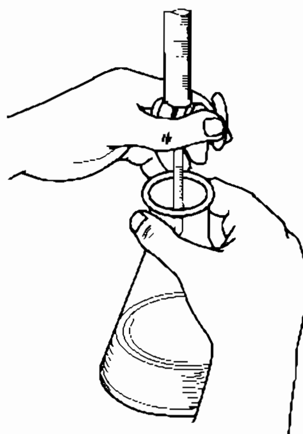
Pipet : Để lấy một thể tích chính xác dung dịch chất cần phân tích (chất cần chuẩn độ), người ta dùng một dụng cụ gọi là pipet (hình 8.11). Pipet là ống thuỷ tinh dài, bé được chế tạo phình ra ở khoảng giữa, một đầu được kéo dài. Ống có vạch mức. Một số pipet có dạng xilanh. Thể tích chất lỏng chứa trong pipet được biểu diễn bằng ml và được ghi trên thành ngoài ở chỗ phần phình ra. Các pipet dạng xilanh được khắc độ chính xác tới 0,1 ml.





Hình 8.11.
Pipet và cách đọc pipet

Hình 8.12 thể hiện thao tác khi chuẩn độ. Tay phải cầm bình tam giác, lắc nhẹ dung dịch trong bình bằng cách xoay vòng một cách nhẹ nhàng, tay trái điều khiển khoá buret để thêm từ từ từng giọt dung dịch chuẩn rơi liên tiếp vào bình tam giác.

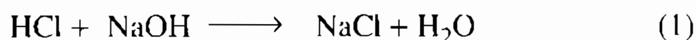


Hình 8.12. *Chuẩn độ*

II – CHUẨN ĐỘ AXIT– BAZƠ

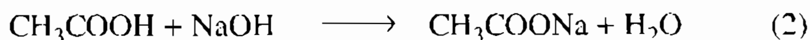
1. Nguyên tắc chung

Chuẩn độ axit – bazơ, hay còn gọi là chuẩn độ trung hoà, là phương pháp phân tích chuẩn độ được sử dụng rất rộng rãi để xác định nồng độ các dung dịch axit hoặc các dung dịch bazơ. Trong phương pháp này người ta dùng dung dịch kiềm (NaOH hoặc KOH) đã biết chính xác nồng độ làm dung dịch chuẩn để chuẩn độ dung dịch axit hoặc dùng dung dịch axit mạnh (HCl, H_2SO_4, HNO_3) đã biết chính xác nồng độ để chuẩn độ dung dịch bazơ. Thực chất các phản ứng chuẩn độ là phản ứng trung hoà. *Thí dụ*, chuẩn độ dung dịch HCl chưa biết nồng độ bằng dung dịch chuẩn NaOH :



$$HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O \qquad (1)$$

Chuẩn độ dung dịch CH_3COOH bằng dung dịch chuẩn NaOH :



$$CH_3COOH + NaOH \longrightarrow CH_3COONa + H_2O \qquad (2)$$

Chuẩn độ dung dịch NH_3 bằng dung dịch chuẩn HCl :



$$NH_3 + HCl \longrightarrow NH_4Cl \qquad (3)$$

Trong quá trình chuẩn độ, pH của dung dịch thay đổi liên tục. Tại điểm tương đương, tức là thời điểm mà dung dịch chuẩn vừa trung hoà hết dung dịch axit hoặc bazơ cần chuẩn độ, pH của dung dịch phụ thuộc vào bản chất của axit hoặc bazơ cần chuẩn độ và nồng độ của chúng. Với phản ứng (1), pH tại điểm tương đương là pH của dung dịch NaCl bằng 7,0 và không phụ thuộc vào nồng độ của NaCl. pH tại điểm tương đương của phản ứng (2) là pH của dung dịch CH_3COONa (bazơ yếu), nên pH đó lớn hơn 7. pH tại điểm tương đương của phản ứng (3) là pH của dung dịch NH_4Cl (là axit yếu), nên pH đó nhỏ hơn 7.

Để nhận ra điểm tương đương của phản ứng chuẩn độ, người ta dùng chất chỉ thị gọi là chất chỉ thị axit – bazơ hay chất chỉ thị pH. Đó là axit hữu cơ hoặc bazơ hữu cơ yếu mà màu sắc của dạng phân tử và của dạng ion khác nhau, nên màu của chất chỉ thị phụ thuộc vào pH của dung dịch.

Bảng sau đây ghi khoảng pH đổi màu của 3 chất chỉ thị thường được sử dụng nhiều trong chuẩn độ axit – bazơ.

Tên chất chỉ thị	Khoảng pH đổi màu	Màu dạng axit – dạng bazơ
Metyl da cam	3,1 – 4,4	Đỏ – Vàng
Metyl đỏ	4,2 – 6,3	Đỏ – Vàng
Phenolphtalein	8,3 – 10,0	Không màu – Đỏ

Với mỗi phản ứng chuẩn độ axit – bazơ người ta chọn chất chỉ thị nào có khoảng pH đổi màu trùng hoặc rất sát với pH của điểm tương đương của sự chuẩn độ đó.

Khi chuẩn độ để tránh những sai số lớn, người ta dùng các dung dịch chuẩn có nồng độ gần với nồng độ của dung dịch chất cần xác định. *Thí dụ*, giả sử phải chuẩn độ 20,00 ml dung dịch HCl 0,100M bằng dung dịch chuẩn NaOH. Trong trường hợp này ta không nên dùng dung dịch NaOH có nồng độ lớn, thí dụ 1,00M. Trong trường hợp này điểm tương đương sẽ đạt được khi thêm vào $20,00 \times \dfrac{0,100}{1,00} = 2,00$ (ml) dung dịch NaOH 1,00M. Trong trường hợp đó, nếu khi cho dư 1 giọt dung dịch chuẩn có thể tích 0,05ml thì sai số sẽ là $\dfrac{0,05}{2}.100 = 2,5\%$. Vì thế, ta nên dùng dung dịch NaOH 0,100M để chuẩn độ thì không mắc các sai số lớn.

2. Chuẩn độ dung dịch HCl bằng dung dịch chuẩn NaOH

Trước hết ta hãy xét sự biến thiên pH trong quá trình chuẩn độ. Giả sử ta chuẩn độ V_o ml dung dịch HCl nồng độ C_o mol/l bằng dung dịch chuẩn NaOH nồng độ C mol/l.

Phản ứng chuẩn độ :



$$HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O \qquad (1)$$

Trước điểm tương đương, khi thêm V ml dung dịch NaOH vào, nồng độ ion H^+ được tính theo công thức : $[H^+] = \dfrac{C_oV_o - CV}{V + V_o}$ (2)

Tại điểm tương đương, ta có dung dịch NaCl có pH = 7.

Sau điểm tương đương, tức là khi đã thêm vào lượng dư dung dịch NaOH, thì :

$$[OH^-] = \frac{CV - C_oV_o}{V_o + V} \qquad (3)$$

$$pOH = -\lg [OH^-] \;;\; pH = 14 - pOH \qquad (4)$$

Thí dụ, áp dụng các công thức trên, khi chuẩn độ 100 ml dung dịch HCl 0,100M bằng dung dịch chuẩn NaOH 0,100M, ta tính được pH trong quá trình thêm dần dung dịch chuẩn NaOH vào và các kết quả được ghi trong bảng sau :

V_{NaOH}	0	10	50	90	99	99,9	100	100,1	101	110
pH	1	1,1	1,48	2,28	3,30	4,30	7,0	9,70	10,7	11,68

Như vậy, xung quanh điểm tương đương có một sự thay đổi pH rất đột ngột : Khi thêm 99,9 ml NaOH vào tức là khi đã chuẩn độ 99,9% lượng axit thì pH của dung dịch bằng 4,3. Khi thêm vào 100,1 ml NaOH tức là khi đã chuẩn độ quá 0,1% thì pH của dung dịch bằng 9,7 tức là "bước nhảy pH là 5,4 đơn vị pH". Nếu ta chọn các chất chỉ thị nào có khoảng đổi màu nằm trong khoảng từ 4,3 đến 9,7 để kết thúc chuẩn độ thì sai số không vượt quá 0,1%. Ta thấy trong trường hợp này có thể dùng một trong 3 chất chỉ thị metyl da cam, metyl đỏ và phenolphtalein làm chất chỉ thị.

• *Cách chuẩn độ :* Lấy dung dịch chuẩn NaOH vào buret. Lấy dung dịch HCl cần xác định nồng độ vào bình tam giác sạch (dùng pipet). Thêm vào đó 1 – 2 giọt chất chỉ thị, thí dụ phenolphtalein. Thêm từ từ dung dịch chuẩn vào đến khi dung dịch chất chỉ thị chuyển màu từ không màu sang màu hồng thì kết thúc. Đọc thể tích dung dịch chuẩn đã tiêu tốn.

• *Cách tính :* Nồng độ mol của dung dịch HCl được tính theo công thức

$$C_{HCl} = \frac{V_{NaOH}.C_{NaOH}}{V_{HCl}}$$

BÀI TẬP

1. Khái niệm sự chuẩn độ ? Khái niệm điểm tương đương ? Khái niệm điểm cuối. Cho thí dụ minh hoạ.

2. Cần phải thêm bao nhiêu ml dung dịch NaOH 0,25M vào 50 ml dung dịch hỗn hợp HCl 0,1M và H_2SO_4 0,05M để thu được dung dịch có pH = 2,0 ?

   A. 43,75 ml   B. 36,54 ml

   C. 27,75 ml   D. 40,75 ml

3. Từ các số liệu sau hãy vẽ đồ thị biểu diễn sự biến thiên pH của dung dịch trong quá trình chuẩn độ dung dịch HCl 0,100M bằng dung dịch NaOH 0,100M. Trục hoành ghi thể tích dung dịch NaOH, trục tung ghi pH của dung dịch. Đường biểu diễn trên đồ thị đó gọi là đường định phân.

V_{NaOH}	0	10	50	90	99	99,9	100	100,1	101	110
pH	1	1,1	1,48	2,28	3,30	4,30	7,0	9,70	10,7	11,68

Bài 52

CHUẨN ĐỘ OXI HOÁ – KHỬ BẰNG PHƯƠNG PHÁP PEMANGANAT

- Biết nguyên tắc của phương pháp chuẩn độ oxi hoá – khử thông qua phương pháp pemanganat.
- Biết một số ứng dụng của nó.

Phương pháp chuẩn độ pemanganat hay còn gọi là phép đo pemanganat là phương pháp được sử dụng khá phổ biến để chuẩn độ dung dịch của nhiều chất khử khác nhau trong môi trường axit mạnh, vì trong môi trường đó ion MnO_4^- có tính oxi hoá mạnh, nó bị khử về ion Mn^{2+} không màu :



$$MnO_4^- + 5e + 8H^+ \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$$

Do đó, có thể dùng dung dịch chuẩn $KMnO_4$ có màu tím hồng để chuẩn độ dung dịch chất khử, *thí dụ :*

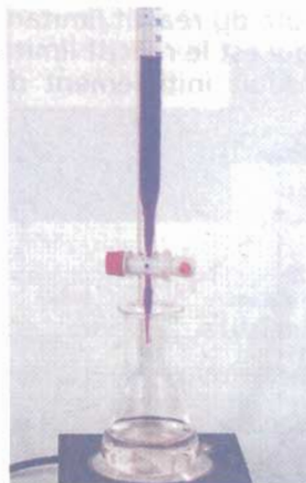


$$MnO_4^- + 5Fe^{2+} + 8H^+ \longrightarrow Mn^{2+} + 5Fe^{3+} + 4H_2O$$



$$2MnO_4^- + 5H_2O_2 + 6H^+ \longrightarrow 2Mn^{2+} + 5O_2 + 8H_2O$$

Trong phép đo này người ta thường dùng dung dịch $KMnO_4$ nồng độ 0,02M làm dung dịch chuẩn, dung dịch H_2SO_4 3 – 4M để tạo môi trường axit. Dung dịch $KMnO_4$ có thể bị phân huỷ dưới tác dụng của ánh sáng, vì vậy, người ta đựng dung dịch chuẩn đó trong các chai bằng thuỷ tinh màu nâu có nút thuỷ tinh mài nhám. Khi chuẩn độ các dung dịch các chất khử tạo thành sản phẩm, thực tế không có màu, chẳng hạn, chuẩn độ dung dịch $FeSO_4$ trong môi trường H_2SO_4 không cần phải dùng chất chỉ thị, vì sau khi phản ứng oxi hoá vừa hết ion Fe^{2+}, một giọt dung dịch $KMnO_4$ dư sẽ làm dung dịch chuyển từ không màu sang màu hồng.



Hình 8.13.
Chuẩn độ Fe^{2+} bằng MnO_4^-

BÀI TẬP

1. Để xác định hàm lượng của $FeCO_3$ trong quặng xiđerit, người ta làm như sau : Cân 0,600 gam mẫu quặng, chế hoá nó theo một quy trình hợp lí, thu được dung dịch $FeSO_4$ trong môi trường H_2SO_4 loãng. Chuẩn độ dung dịch thu được bằng dung dịch chuẩn $KMnO_4$ 0,025M thì dùng vừa hết 25,2 ml dung dịch chuẩn. Thành phần phần trăm theo khối lượng của $FeCO_3$ trong quặng là

A. 12,18%.
B. 60,9%
C. 24,26%
D. 30,45%.

2. Trình bày nguyên tắc phép đo pemanganat xác định nồng độ của :

a) Dung dịch $FeSO_4$.

b) Dung dịch H_2O_2.

3. Cho dung dịch A chứa hỗn hợp $FeSO_4$ và $Fe_2(SO_4)_3$ trong môi trường H_2SO_4 loãng. Lấy 25,00 ml A rồi chuẩn độ bằng dung dịch $KMnO_4$ 0,025 M thì hết 18,15 ml dung dịch đó. Lại lấy 25,00 ml A nữa rồi thêm vào đó lượng dư dung dịch NH_3, lọc, rửa kết tủa, nung kết tủa trong không khí ở nhiệt độ cao đến khối lượng không đổi, cân được 1,2 gam.

a. Viết các phương trình hoá học.

b. Tính nồng độ mol của các muối sắt.

Bài 53

LUYỆN TẬP
NHẬN BIẾT MỘT SỐ CHẤT VÔ CƠ

- Củng cố cách nhận biết một số ion trong dung dịch hỗn hợp đơn giản.
- Củng cố nguyên tắc xác định nồng độ muối amoni bằng phương pháp chuẩn độ axit – bazơ.

I – KIẾN THỨC CẦN NHỚ

1. Nhận biết các cation từ một dung dịch hỗn hợp đơn giản

Bảng dưới đây tóm tắt tính chất của một số cation thường gặp với một số thuốc thử.

Cation	Thuốc thử	Hiện tượng	Giải thích
Ba^{2+}	SO_4^{2-} trong H_2SO_4 loãng	↓ trắng (không tan trong môi trường axit)	$Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow$
Fe^{2+}	OH^-	↓ trắng xanh	$Fe^{2+} + 2OH^- \rightarrow Fe(OH)_2\downarrow$
Fe^{3+}	OH^-	↓ nâu đỏ	$Fe^{3+} + 3OH^- \rightarrow Fe(OH)_3\downarrow$
Al^{3+}	OH^- dư	↓ keo trắng sau đó tan	$Al^{3+} \xrightarrow{OH^-} Al(OH)_3\downarrow \xrightarrow{OH^-} [Al(OH)_4]^-$
Cu^{2+}	NH_3 dư	↓ xanh sau đó tạo thành dung dịch xanh lam	$Cu^{2+} \xrightarrow{ddNH_3} Cu(OH)_2 \xrightarrow{NH_3} [Cu(NH_3)_4]^{2+}$

2. Nhận biết các anion từ một dung dịch hỗn hợp đơn giản

Anion	Thuốc thử	Hiện tượng	Giải thích
NO_3^-	Bột Cu trong H_2SO_4 loãng	Dung dịch màu xanh, khí hoá nâu trong không khí	$3Cu + 2NO_3^- + 8H^+ \rightarrow 3Cu^{2+} + 2NO + 4H_2O$
SO_4^{2-}	Ba^{2+} trong H_2SO_4 loãng	↓ trắng (không tan trong môi trường axit)	$Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow$
Cl^-	Ag^+ trong HNO_3 loãng	↓ trắng (không tan trong môi trường axit)	$Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl\downarrow$
CO_3^{2-}	H^+	Sủi bọt khí (khí này làm vẩn đục nước vôi trong)	$CO_3^{2-} + 2H^+ \rightarrow H_2O + CO_2$

Thí dụ : Nhận biết các cation trong dung dịch hỗn hợp Ba^{2+}, Fe^{3+}, Al^{3+}, Cu^{2+} trong một dung dịch.

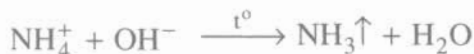
Dựa vào tính chất của các cation trong hỗn hợp này, ta dùng 2 thuốc thử nhóm là dung dịch H_2SO_4 loãng và dung dịch NaOH dư.

a) Lấy một ít dung dịch hỗn hợp vào ống nghiệm, thêm vào lượng dư dung dịch H_2SO_4 loãng để tách, đồng thời nhận biết Ba^{2+} vì chỉ có ion này tạo kết tủa rất khó tan với H_2SO_4. Đem lọc kết tủa, thu lấy dung dịch nước lọc chứa các cation còn lại (Fe^{3+}, Al^{3+}, Cu^{2+}) và axit dư.

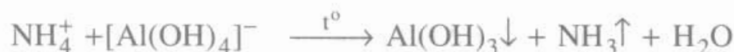
b) Thêm vào nước lọc lượng dư dung dịch NaOH để kết tủa hết Fe^{3+}, Cu^{2+} dưới dạng $Fe(OH)_3$ và $Cu(OH)_2$ và tách Al^{3+} dưới dạng phức tan $[Al(OH)_4]^-$, lọc để tách riêng kết tủa và dung dịch chứa ion của phức đó.

c) Thêm vào kết tủa $Fe(OH)_3$, $Cu(OH)_2$ lượng dư dung dịch NH_3 để hoà tan và nhận biết $Cu(OH)_2$ dưới dạng dung dịch phức $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ có màu xanh lam và còn lại kết tủa $Fe(OH)_3$ có màu nâu đỏ.

d) Thêm vào nước lọc chứa $[Al(OH)_4]^-$, OH^- dư dung dịch NH_4Cl và đun nóng nhẹ để $Al(OH)_3$ kết tủa lại :



$$NH_4^+ + OH^- \xrightarrow{t^o} NH_3\uparrow + H_2O$$



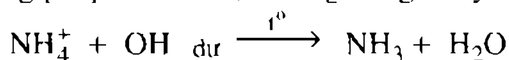
$$NH_4^+ + [Al(OH)_4]^- \xrightarrow{t^o} Al(OH)_3\downarrow + NH_3\uparrow + H_2O$$

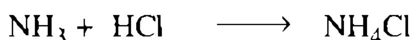
3. Nhận biết một số chất khí

Khí	Thuốc thử	Hiện tượng	Giải thích
CO_2	$Ba(OH)_2$ dư	↓ trắng	$CO_2 + Ba(OH)_2 \rightarrow BaCO_3 + H_2O$
SO_2 (mùi hắc)	Nước brom	Mất màu nước brom	$SO_2 + Br_2 + 2H_2O \rightarrow H_2SO_4 + 2HBr$
Cl_2 (mùi sốc, màu vàng)	KI + hồ tinh bột	Chuyển màu xanh tím	$Cl_2 + 2KI \rightarrow 2KCl + I_2$
H_2S (mùi trứng thối)	Cu^{2+}, hoặc Pb^{2+}	↓ đen	$H_2S + Cu^{2+} \rightarrow CuS + 2H^+$
NH_3 (mùi khai)	Quỳ tím ẩm	Quỳ tím chuyển thành màu xanh	Dung dịch NH_3 có tính bazơ

4. Xác đinh nồng độ muối amoni bằng phương pháp trung hoà

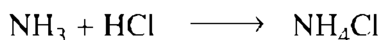
Dựa vào tính chất của ion NH_4^+ tác dụng với các dung dịch kiềm dư tạo thành NH_3 có thể bay hơi hoàn toàn khỏi dung dịch khi đun nóng, người ta xác định nồng độ các muối amoni bằng cách chưng cất nó để hấp thụ khí NH_3 vào một lượng dư nhưng biết chính xác dung dịch HCl. Sau đó chuẩn độ lượng HCl còn lại bằng phương pháp axit-bazơ, thường dùng metyl da cam làm chất chỉ thị.


$$NH_4^+ + OH^-_{dư} \xrightarrow{t^o} NH_3 + H_2O$$


$$NH_3 + HCl \longrightarrow NH_4Cl$$


$$HCl_{\text{(còn lại)}} + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$$

Quy trình xác định được tiến hành như sau : Cho dung dịch NH_4^+ vào bình cầu, lấy vào bình tam giác một thể tích xác định dung dịch HCl đã biết chính xác nồng độ (thí dụ, 50,00ml HCl 0,2M), cho vào đó 2–3 giọt chất chỉ thị metyl da cam. Cho dung dịch KOH đặc vào phễu rồi mở khoá cho KOH chảy vào bình cầu. Dùng đèn cồn đun nóng bình cầu để cất NH_3 cho nó hấp thụ hết vào bình tam giác đựng HCl :


$$NH_3 + HCl \longrightarrow NH_4Cl$$

Sau khi phản ứng kết thúc, để nguội dung dịch trong bình tam giác và chuẩn độ lượng HCl còn lại bằng dung dịch chuẩn NaOH đến khi chất chỉ thị đổi màu. Giả sử đã dùng hết 15,5 ml dung dịch chuẩn NaOH 0,2M. Số mol NH_4^+ được tính như sau :

$$n_{NH_4^+} = \frac{50.0,2 - 15,5.0,2}{1000} = 6,9.10^{-3}$$

II – BÀI TẬP

1. Có các lọ hoá chất mất nhãn trong mỗi lọ đựng một trong các dung dịch sau : $FeCl_2$, $(NH_4)_2SO_4$, $FeCl_3$, $CuCl_2$, $AlCl_3$, NH_4Cl. Chỉ dùng các ống nghiệm và dung dịch NaOH lần lượt thêm vào từng dung dịch có thể nhận biết tối đa được mấy dung dịch trong số các dung dịch kể trên ?

   A. 2 dung dịch B. 3 dung dịch

   C. 4 dung dịch D. 5 dung dịch.

2. Cho dung dịch A chứa các cation Ba^{2+}, Fe^{3+}, Cu^{2+}. Trình bày cách nhận biết sự có mặt của các cation đó trong A.

3. Cho các dung dịch chứa các ion riêng biệt Mg^{2+}, Al^{3+}, Ni^{2+}, Cl^-, SO_4^{2-}. Trình bày cách nhận biết sự có mặt của các ion trong dung dịch đó.

Bài
54

BÀI THỰC HÀNH 8

NHẬN BIẾT MỘT SỐ ION TRONG DUNG DỊCH

- Biết cách thao tác, thí nghiệm an toàn, chính xác.
- Làm thí nghiệm chứng minh một số tính chất để nhận biết các ion NH_4^+, Fe^{2+}, Fe^{3+}, Cu^{2+}, NO_3^-, CO_3^{2-}.

NỘI DUNG VÀ CÁCH TIẾN HÀNH THÍ NGHIỆM

Thí nghiệm 1. Nhận biết NH_4^+ và CO_3^{2-}

– Lấy dung dịch $(NH_4)_2CO_3$ cho tác dụng với dung dịch HCl loãng, quan sát hiện tượng.

– Lần lượt cho dung dịch $(NH_4)_2CO_3$ và Na_2CO_3 tác dụng với lượng dư dung dịch NaOH, đun nóng nhẹ, để trên miệng mỗi ống nghiệm một mảnh giấy quỳ tím thấm ướt nước cất. Quan sát sự đổi màu của giấy quỳ, đồng thời ngửi mùi của khí bay ra. Viết các phương trình hoá học và kết luận về cách nhận biết 2 dung dịch muối cacbonat trên.

Thí nghiệm 2. Nhận biết các ion Fe^{2+}, Fe^{3+}

– Cho dung dịch KSCN tác dụng với dung dịch Fe^{3+}. Nhận xét.

– Cho dung dịch KOH hoặc NH_3 lần lượt tác dụng với dung dịch Fe^{3+}. Để lắng kết tủa. Quan sát.

– Cho dung dịch Fe^{2+} tác dụng với dung dịch NaOH hoặc NH_3. Để lắng kết tủa và nhận xét. Để yên kết tủa trong dung dịch sau một lúc. Quan sát và nhận xét sự thay đổi màu của kết tủa. Viết phương trình phản ứng.

Thí nghiệm 3. Nhận biết cation Cu^{2+}

Lấy vào ống nghiệm một ít dung dịch Cu^{2+}. Thêm từ từ dung dịch NH_3 loãng theo thành ống nghiệm vào. Quan sát màu kết tủa. Tiếp tục cho thêm NH_3 đến khi kết tủa tan hết. Nhận xét màu của dung dịch thu được. Giải thích và viết phương trình hoá học.

Thí nghiệm 4. Nhận biết anion NO_3^-

Lấy vào ống nghiệm một ít dung dịch KNO_3, thêm vào một ít bột Cu hoặc một miếng nhỏ lá Cu (2 × 2 mm), đun nóng nhẹ, quan sát. Sau đó thêm vào vài ml dung dịch H_2SO_4 loãng (1 – 2M), đun nhẹ, quan sát. Giải thích và viết phương trình hoá học.

Bài
55

BÀI THỰC HÀNH 9

CHUẨN ĐỘ DUNG DỊCH

- Biết cách sử dụng pipet, buret và biết chuẩn độ.
- Nắm được nguyên tắc của phương pháp chuẩn độ axit – bazơ thông qua chuẩn độ dung dịch HCl bằng dung dịch chuẩn NaOH, chuẩn độ dung dịch $FeSO_4$ trong môi trường axit sunfuric bằng dung dịch chuẩn $KMnO_4$.

NỘI DUNG VÀ CÁCH TIẾN HÀNH THÍ NGHIỆM

1. Chuẩn bị dụng cụ

Cách dùng pipet, buret, bình tam giác.

– Rửa sạch và tráng một pipet (V = 10 ml hoặc 25 ml). Tập lấy đúng 10 ml hoặc 25 ml nước cất bằng pipet vào bình tam giác.

– Rửa sạch một buret, tráng bằng nước cất. Lấy đầy nước cất vào buret, lấy vạch số không và thử chuẩn độ theo sự hướng dẫn của giáo viên.

2. Chuẩn độ dung dịch HCl

Tiến hành chuẩn độ 10 ml hoặc 25 ml dung dịch HCl bằng dung dịch chuẩn NaOH dùng metyl da cam hoặc metyl đỏ hoặc phenolphtalein làm chất chỉ thị.

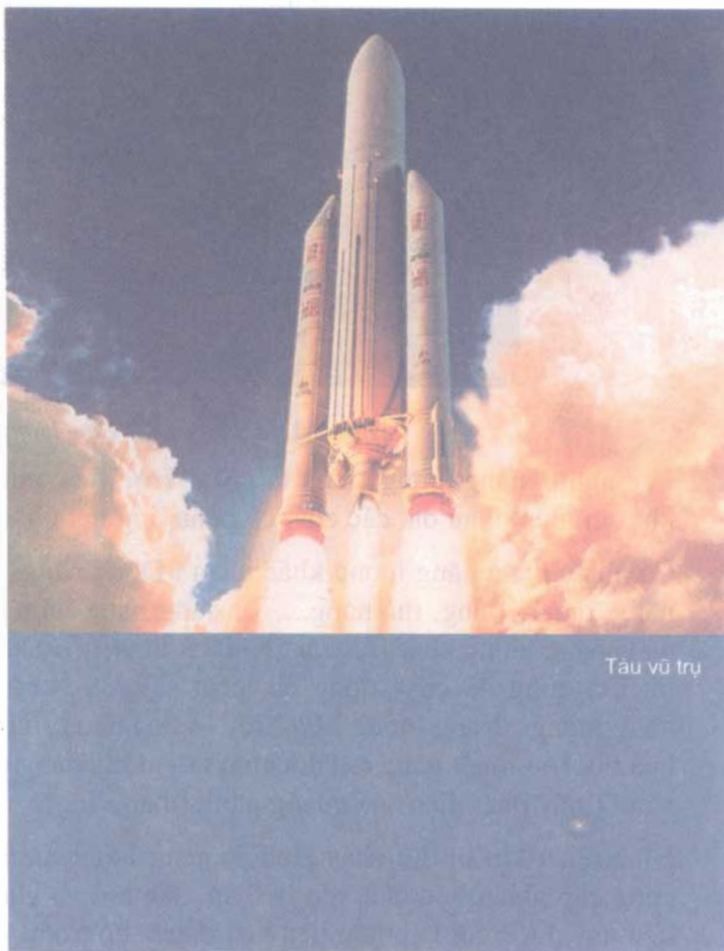
Xác định nồng độ mol của dung dịch HCl.

3. Chuẩn độ dung dịch $FeSO_4$ bằng dung dịch chuẩn $KMnO_4$ trong môi trường H_2SO_4

Tiến hành chuẩn độ 10 ml hoặc 25 ml dung dịch $FeSO_4$ có mặt 10 ml dung dịch H_2SO_4 loãng bằng dung dịch chuẩn $KMnO_4$ 0,02M. Xác định nồng độ mol của dung dịch $FeSO_4$.

Chương 9 HOÁ HỌC VÀ VẤN ĐỀ PHÁT TRIỂN KINH TẾ, XÃ HỘI, MÔI TRƯỜNG

- *Vai trò của hoá học đối với vấn đề phát triển kinh tế.*
- *Vai trò của hoá học đối với vấn đề xã hội.*
- *Vai trò của hoá học đối với vấn đề môi trường sống (môi sinh) trên hành tinh của chúng ta.*



Tàu vũ trụ

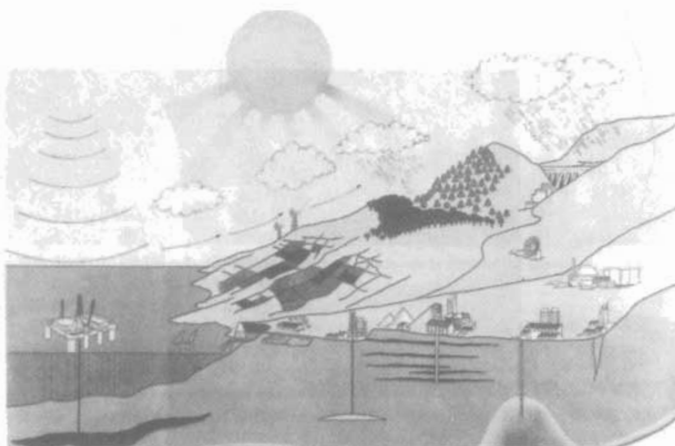
Bài 56

HOÁ HỌC VÀ VẤN ĐỀ PHÁT TRIỂN KINH TẾ

- Biết hoá học đã góp phần giải quyết các vấn đề về : Năng lượng, nhiên liệu, vật liệu cho hiện tại và tương lai.

I – VẤN ĐỀ NĂNG LƯỢNG VÀ NHIÊN LIỆU

1. Năng lượng và nhiên liệu có vai trò quan trọng như thế nào đối với sự phát triển kinh tế ?

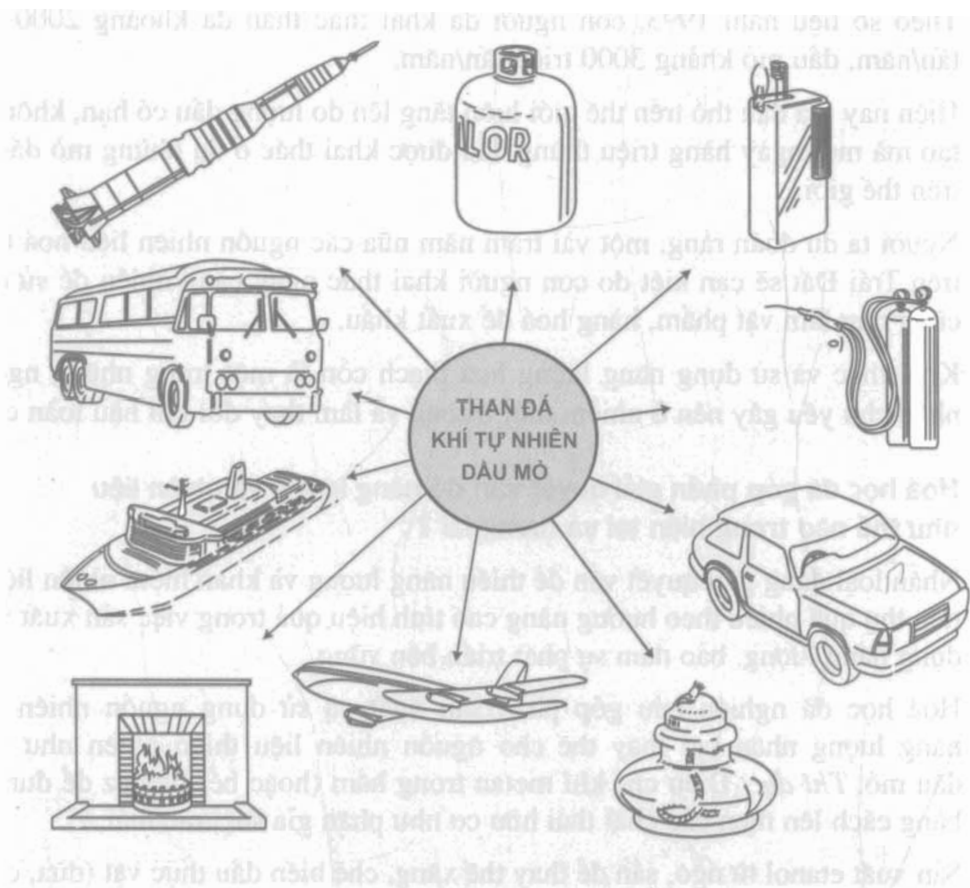


Hình 9.1. *Một số nguồn năng lượng*

Các nguồn năng lượng chính là : Mặt Trời, thực phẩm, gỗ, gió, nước, dầu mỏ, khí tự nhiên, than đá, các chất có phản ứng hạt nhân,... (hình 9.1).

Có nhiều dạng năng lượng khác nhau : Động năng, nhiệt năng, hoá năng, điện năng, quang năng, thế năng,... Từ dạng năng lượng này có thể biến đổi sang dạng năng lượng khác. *Thí dụ :* Khi đốt than, gỗ, dầu mỏ, toả ra một lượng nhiệt rất lớn dùng để chạy động cơ, phát sáng,... Như vậy đã có sự chuyển hoá năng lượng : Năng lượng Mặt Trời → hoá năng (năng lượng của các phản ứng hoá học) → nhiệt năng (sự đốt cháy) → động năng (động cơ hơi nước) → điện năng (máy phát điện) → quang năng (thắp sáng).

Nhiên liệu khi bị đốt cháy sinh ra năng lượng (nhiệt năng). Hiện nay nguồn cung cấp nhiên liệu chủ yếu là than, dầu mỏ và khí tự nhiên. Các dạng nhiên liệu này được gọi là nhiên liệu hoá thạch, có trong vỏ Trái Đất.



Hình 9.2. *Ứng dụng của một số loại nhiên liệu*

Mọi quá trình hoạt động của con người đều cần năng lượng và nhiên liệu. Năng lượng và nhiên liệu cần cho sự phát triển các ngành kinh tế : nông nghiệp, công nghiệp, xây dựng, giao thông vận tải, ngư nghiệp, ... Nhân loại không thể tồn tại và phát triển nếu thiếu năng lượng.

2. Vấn đề về năng lượng và nhiên liệu đang đặt ra cho nhân loại hiện nay là gì ?

Cùng với sự phát triển các ngành kinh tế, nhu cầu về năng lượng và nhiên liệu ngày càng tăng. Theo báo cáo của Ngân hàng Châu Á (ADB) mức tiêu thụ năng lượng trung bình tính theo đầu người ở giữa thế kỉ XX là khoảng 70 000 Kcal/người/ngày, hiện nay đã tăng lên 200 000 Kcal/người/ngày. Mức sử dụng năng lượng ở Việt nam trong những năm gần đây mỗi năm tăng khoảng 11%. Trong khi đó các nguồn năng lượng, nhiên liệu hoá thạch như dầu mỏ, than đá, khí tự nhiên... không phải là vô tận mà có giới hạn và ngày càng cạn kiệt do bị khai thác quá nhiều.

Theo số liệu năm 1993, con người đã khai thác than đá khoảng 2000 triệu tấn/năm, dầu mỏ khảng 3000 triệu tấn/năm.

Hiện nay giá dầu thô trên thế giới luôn tăng lên do lượng dầu có hạn, không tái tạo mà mỗi ngày hàng triệu thùng dầu được khai thác ở tại những mỏ dầu lớn trên thế giới.

Người ta dự đoán rằng, một vài trăm năm nữa các nguồn nhiên liệu hoá thạch trên Trái Đất sẽ cạn kiệt do con người khai thác ngày càng nhiều để sử dụng cũng như làm vật phẩm, hàng hoá để xuất khẩu.

Khai thác và sử dụng năng lượng hoá thạch còn là một trong những nguyên nhân chủ yếu gây nên ô nhiễm môi trường và làm thay đổi khí hậu toàn cầu.

3. Hoá học đã góp phần giải quyết vấn đề năng lượng và nhiên liệu như thế nào trong hiện tại và tương lai ?

Nhân loại đang giải quyết vấn đề thiếu năng lượng và khan hiếm nhiên liệu do tiêu thụ quá nhiều theo hướng nâng cao tính hiệu quả trong việc sản xuất và sử dụng năng lượng, bảo đảm sự phát triển bền vững.

Hoá học đã nghiên cứu góp phần sản xuất và sử dụng nguồn nhiên liệu, năng lượng nhân tạo thay thế cho nguồn nhiên liệu thiên nhiên như than, dầu mỏ. *Thí dụ :* Điều chế khí metan trong hầm (hoặc bể) biogaz để đun nấu bằng cách lên men các chất thải hữu cơ như phân gia súc, rác thải,...

Sản xuất etanol từ ngô, sắn để thay thế xăng, chế biến dầu thực vật (dừa, cọ,...) thay cho dầu điezen trong các động cơ đốt trong.

Sản xuất ra chất thay cho xăng từ nguồn nguyên liệu vô tận là không khí và nước.

Năng lượng được sản sinh trong các lò phản ứng hạt nhân đã được sử dụng cho mục đích hoà bình. Hoá học đã giúp xác định cơ sở khoa học của quy trình kĩ thuật tạo ra vật liệu đặc biệt xây lò phản ứng hạt nhân, giúp quá trình làm sạch nguyên liệu urani,... để sử dụng trong các nhà máy điện nguyên tử. Năm 2000, tổng công suất điện nguyên tử trên toàn thế giới đạt khoảng 500 triệu KW.

Hoá học cũng góp phần tạo ra vật liệu chuyên dụng để chế tạo pin mặt trời, chế tạo thiết bị, máy móc thích hợp để khai thác, sử dụng có hiệu quả những nguồn năng lượng sạch có tiềm năng to lớn khác từ thiên nhiên : Năng lượng thuỷ điện ; năng lượng gió ; năng lượng Mặt Trời ; năng lượng địa nhiệt ; năng lượng thuỷ triều,... Tổng trữ lượng thuỷ điện trên thế giới khoảng 2,2 triệu MW, Việt nam chiếm khoảng 1,4% trữ lượng thuỷ điện thế giới.

Trong công nghiệp hoá học, người ta đã sử dụng các nguồn nhiên liệu, năng lượng mới một cách khoa học và tiết kiệm. Thí dụ : Tận dụng nguồn năng lượng sinh ra trong các phản ứng hoá học ; Thu hồi và tái sử dụng nhiên liệu khí như CO, H_2,... có trong hỗn hợp khí thải.

Hoá học đã giúp tạo ra và sử dụng nguồn năng lượng điện hoá trong pin điện hoá hoặc acquy. Acquy khô và acquy chì axit là loại được dùng phổ biến nhất hiện nay.

II – VẤN ĐỀ VẬT LIỆU

1. Vai trò của vật liệu đối với sự phát triển kinh tế

Trong lịch sử phát triển của nhân loại đã sử dụng nhiều loại vật liệu khác nhau. Thí dụ như tranh, tre, nứa, lá, vôi, cát, sắt, gang, thép, xi măng, vật liệu polime,... được dùng trong xây dựng nhà cửa, cầu cống, các công trình kiến trúc. Ở mỗi thời kì văn minh của nhân loại được đánh dấu bằng những loại vật liệu mới đặc trưng cho mỗi thời kì phát triển kinh tế và khoa học kĩ thuật của thời kì đó. *Thí dụ* thời kì đồ đá, thời kì đồ đồng,...

Sự phát triển của các vật liệu mới đã góp phần tạo ra sự phát triển cho những ngành kinh tế mũi nhọn của nhân loại.

2. Vấn đề về vật liệu đang đặt ra cho nhân loại là gì ?

Cùng với sự phát triển của các ngành kinh tế và khoa học kĩ thuật, nhu cầu của nhân loại về các vật liệu mới với những tính năng vật lí và hoá học, sinh học mới ngày càng cao.

Ngoài những vật liệu tự nhiên, nhu cầu về vật liệu nhân tạo ngày càng đa dạng, phong phú để đáp ứng được nhu cầu ngày càng cao về vật liệu trong các ngành kinh tế quốc dân. *Thí dụ :* ngành y học cần những vật liệu để có thể làm ra các bộ phận nhân tạo thay thế cho xương, răng, van tim,... Ngành xây dựng cần những loại vật liệu làm cho công trình chắc, bền, đẹp phù hợp với những môi trường tự nhiên khác nhau ; Ngành năng lượng cần những loại vật liệu chuyên dụng để chế tạo thiết bị khai thác nguồn năng lượng thiên nhiên vô tận từ mặt trời, nước, gió, năng lượng trong các lò phản ứng hạt nhân,...

3. Hoá học đã góp phần giải quyết vấn đề về vật liệu như thế nào ?

Hoá học đã và đang góp phần tạo nên các loại vật liệu cho nhân loại. Các nhà Hoá học đã nghiên cứu được các chất hoá học làm nguyên liệu ban đầu, những điều kiện đặc biệt, những chất xúc tác vô cơ và hữu cơ để tạo ra những vật liệu có tính năng riêng, đặc biệt phục vụ cho các ngành kinh tế, y học, công nghệ sinh học, khoa học vũ trụ,...

- **Vật liệu vô cơ :** Ngành sản xuất hoá học vô cơ tạo ra nhiều loại vật liệu được sử dụng trong công nghiệp và đời sống.

  Thí dụ : Luyện kim đen và luyện kim màu sản xuất ra các kim loại : vàng, nhôm, sắt, thép, đồng, titan và hợp kim như đuyra,...

  Công nghiệp silicat sản xuất ra gạch, ngói, xi măng, thuỷ tinh, gốm, sứ,...

  Công nghiệp hoá chất sản xuất ra các hoá chất cơ bản như HCl, H_2SO_4, HNO_3, NH_3, $NaOH$,...làm nguyên liệu để sản xuất phân bón, thuốc trừ sâu.

- **Vật liệu hữu cơ :** Nhiều loại vật liệu hữu cơ được sản xuất bằng con đường hoá học *Thí dụ :* Sơn tổng hợp, nhựa, chất dẻo, PVC, cao su tổng hợp, tơ, sợi tổng hợp.



Hình 9.3. *Một số sản phẩm từ cacbohiđrat*

- **Vật liệu mới :** Ngày nay, hoá học cùng với ngành khoa học vật liệu nghiên cứu tạo nên một số loại vật liệu mới có tính năng đặc biệt : Trọng lượng siêu nhẹ, siêu dẫn điện, siêu bền, siêu nhỏ,... giúp phát triển các ngành công nghiệp điện tử, năng lượng hạt nhân, y tế,... *Thí dụ :*

  – *Vật liệu nano* (còn gọi là vật liệu nanomet) là loại vật liệu được tạo nên từ những hạt có kích thước cỡ nanomet. Vật liệu nano có độ rắn siêu cao, siêu dẻo và nhiều tính năng đặc biệt mà vật liệu thường không có được.

– *Vật liệu quang điện tử* có độ siêu dẫn ở nhiệt độ cao được dùng trong sinh học, y học, điện tử,...

– *Vật liệu compozit* có tính năng bền, chắc không bị axit hoặc kiềm và một số hoá chất phá huỷ.

BÀI TẬP

1. Nhiên liệu nào sau đây thuộc loại nhiên liệu sạch đang được nghiên cứu sử dụng thay thế một số nhiên liệu khác gây ô nhiễm môi trường ?

A.Than đá | B. Xăng, dầu

C. Khí butan (gaz) | D. Khí hiđro.

2. Người ta đã sản xuất khí metan thay thế một phần cho nguồn nhiên liệu hoá thạch bằng cách nào sau đây ?

A. Lên men các chất thải hữu cơ như phân gia súc trong hầm Biogaz.

B. Thu khí metan từ khí bùn ao.

C. Lên men ngũ cốc.

D. Cho hơi nước đi qua than nóng đỏ trong lò.

3. Một trong những hướng con người đã nghiên cứu để tạo ra nguồn năng lượng nhân tạo to lớn sử dụng cho mục đích hoà bình, đó là :

A. Năng lượng mặt trời | B. Năng lượng thuỷ điện

C. Năng lượng gió | D. Năng lượng hạt nhân.

4. Hoá học đã góp phần giải quyết vấn đề nhiên liệu và năng lượng của nhân loại trong hiện tại và tương lai như thế nào ?

5. Hãy kể 3 thí dụ về 3 loại vật liệu hoá học được dùng trong đời sống và sản xuất.

6. Nhiều loại sản phẩm hoá học được sản xuất từ muối ăn trong nước biển, như : HCl, nước Gia–ven, NaOH, Na_2CO_3.

a) Hãy viết các phương trình hoá học biểu diễn các quá trình sản xuất đó.

b) Tính khối lượng NaCl cần thiết để sản xuất 15 tấn NaOH. Biết hiệu suất của quá trình là 80%.

7. Metan là thành phần chủ yếu của khí thiên nhiên. Tính thể tích khí thiên nhiên ở đktc chứa 92% metan cần thiết để sản xuất 10 tấn nhựa phenol–fomanđehit (novolac).

Bài 57

HOÁ HỌC VÀ VẤN ĐỀ XÃ HỘI

Hiểu được hoá học đã góp phần nâng cao chất lượng của cuộc sống :

- Sản xuất phân bón, thuốc bảo vệ và phát triển cây trồng, vật nuôi, tạo ra thực phẩm nhân tạo, vấn đề vệ sinh an toàn thực phẩm.
- Sản xuất tơ sợi tổng hợp để tạo ra vải vóc, len, dạ,...
- Sản xuất ra các loại thuốc chữa bệnh và góp phần giải quyết vấn đề thuốc gây nghiện, ma tuý.

I – HOÁ HỌC VÀ VẤN ĐỀ LƯƠNG THỰC, THỰC PHẨM

1. Vai trò của lương thực, thực phẩm đối với đời sống của con người

Lương thực, thực phẩm đáp ứng nhu cầu dinh dưỡng, cung cấp năng lượng cho con người sống và hoạt động.

Để đảm bảo duy trì sự sống thì lương thực, thực phẩm trong khẩu phần ăn hằng ngày cần đảm bảo đầy đủ theo một tỉ lệ thích hợp các chất bột (cacbohiđrat), chất đạm (protein), chất béo (lipit), vitamin, chất khoáng và các chất vi lượng.

Theo kết quả nghiên cứu cho biết một người lớn cần một lượng thức ăn để sinh ra 2600 kcal/ngày (ở Việt Nam là 2300 kcal/ ngày). Tuy nhiên chỉ tính lượng calo thôi thì chưa đủ mà cần một lượng chất đạm tối thiểu trong đó có 30% chất đạm có nguồn gốc động vật và 70% chất đạm có nguồn gốc thực vật, một lượng các vitamin nhất định có trong rau, quả.

Ăn không đủ năng lượng hoặc thiếu chất dinh dưỡng sẽ làm cho cơ thể hoạt động không hiệu quả, sức khoẻ yếu, chậm phát triển trí tuệ,... đặc biệt là đối với các phụ nữ đang mang thai và trẻ em. *Thí dụ :* Nếu thiếu iot sẽ gây kém trí nhớ, thiếu vitamin A sẽ gây bệnh khô mắt dẫn đến mù loà, thiếu sắt dẫn đến bệnh thiếu máu.

2. Vấn đề về lương thực, thực phẩm đang đặt ra cho nhân loại hiện nay

Nhân loại đang đứng trước thách thức lớn về lương thực, thực phẩm. Dân số thế giới ngày càng tăng nhất là ở những nước đang phát triển dẫn đến nhu cầu về lương thực và thực phẩm ngày càng tăng lên. Nhìn chung trên phạm vi toàn cầu, việc sản xuất lương thực, thực phẩm không đủ nuôi sống nhân loại. Ở châu Phi khoảng 1/4 dân số vẫn sống trong cảnh nghèo đói : khoảng 30 triệu người châu Phi đang bị nạn đói đe doạ.

Trong khi đó, nhu cầu về lương thực, thực phẩm có chất lượng cao đảm bảo ăn ngon, chống bệnh béo phì ở một số nước phát triển lại đang được đặt ra. Ước tính có khoảng 15% dân số các nước mắc bệnh béo phì.

Ngoài ra, diện tích trồng trọt ngày càng bị thu hẹp do bị đô thị hoá, do khí hậu trái đất nóng lên và thiên tai (mưa, bão, lũ, lụt,...) ngày càng khắc nghiệt dẫn đến giảm sản lượng lương thực.

Trong những năm gần đây, một số vấn đề vi phạm vệ sinh an toàn thực phẩm đã xuất hiện gây ảnh hưởng không tốt tới sức khoẻ của người dân. *Thí dụ* : Sử dụng fomon để bảo quản bánh phở, nước mắm ; Ướp cá biển bằng phân đạm ; Sử dụng nước phế thải công nghiệp có các chất độc hại như một số ion kim loại nặng để tưới rau ; Sử dụng chất hàn the (muối natri borat) để chế biến giò, bánh phở, bánh cuốn, bánh đúc,...

Nguyên nhân là do có một số chất có tác dụng bảo vệ thực vật, bảo quản thực phẩm, tăng tính thẩm mĩ cho thực phẩm nhưng lại có tác dụng không tốt đối với con người. *Thí dụ :* Một số thuốc kháng sinh, hàn the và một số loại thuốc bảo vệ thực vật có thể gây ngộ độc ngay hoặc được tích luỹ trong cơ thể lâu ngày và gây nên nhiều bệnh hiểm nghèo.

3. Hoá học đã góp phần giải quyết vấn đề về lương thực, thực phẩm cho nhân loại như thế nào ?

Để giải quyết vấn đề lương thực, thực phẩm cho nhân loại, hoá học đã góp phần

nghiên cứu và sản xuất các chất hoá học có tác dụng bảo vệ, phát triển thực vật, động vật giúp tăng sản lượng, chất lượng và bảo quản tốt hơn. *Thí dụ :*

– Sản xuất các loại phân bón hoá học có tác dụng tăng năng suất cây trồng như : Phân đạm, phân lân, phân kali, phân hỗn hợp, phân phức hợp, phân vi lượng,...

– Tổng hợp hoá chất có tác dụng diệt trừ cỏ dại tạo điều kiện cho cây lương thực phát triển.

– Tổng hợp hoá chất diệt nấm bệnh,... để bảo vệ cây lương thực tránh được dịch bệnh như : Etirimol, benonyl, đồng sunfat,...

– Sản xuất những hoá chất bảo quản lương thực và thực phẩm, làm chậm sự phát triển của vi khuẩn gây hại cho lương thực, thực phẩm.

– Nghiên cứu chế biến thức ăn tổng hợp để tăng sản lượng chăn nuôi gia súc, gia cầm, thuỷ sản.

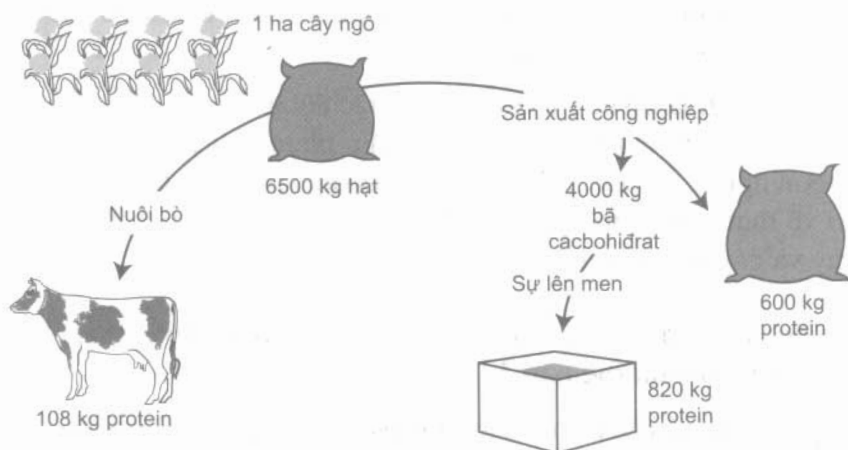
Chế biến thực phẩm nhân tạo hoặc chế biến thực phẩm theo công nghệ hoá học. Hoá học giúp thay thế nguồn nguyên liệu làm lương thực, thực phẩm dùng trong công nghiệp hoá học bằng nguyên liệu phi lương thực, phi thực phẩm. *Thí dụ :*

– Thay thế tinh bột bằng hợp chất hiđrocacbon để sản xuất ancol etylic ; thay thế việc sản xuất xà phòng giặt từ chất béo bằng sản xuất bột giặt tổng hợp.

– Sản xuất glucozơ từ những chất thải như vỏ bào, mùn cưa, rơm rạ,...

– Tổng hợp chất béo nhân tạo (bơ magarin) từ axit stearic và glixerol, sự chuyển hoá dầu (chất béo lỏng) thành bơ, mỡ (chất béo rắn),...

– Chế biến protein từ protein tự nhiên (hình 9.4).



Hình 9.4. *Chế biến protein từ nguồn protein tự nhiên*

Cùng với ngành công nghệ sinh học, hoá học đã góp phần tạo nên những chất hoá học giúp tạo nên những giống mới có năng suất cao hơn. *Thí dụ :* Người ta đã nghiên cứu tạo nên giống mới như ngô, đu đủ, khoai tây, cà chua, lúa có khả năng sinh trưởng tốt cho năng suất cao, chất lượng tốt hơn.

Hoá học đã góp phần tạo nên những thực phẩm riêng dành cho những người mắc bệnh khác nhau. *Thí dụ :* Thực phẩm dành cho những người bị bệnh béo phì như trà, sữa, thức ăn tổng hợp,... Thực phẩm dành cho những người ăn kiêng như bánh, sữa, đường...

Ngành hoá thực phẩm cũng đã chế biến được nhiều loại sản phẩm làm tăng tính thẩm mĩ và tính hấp dẫn của thực phẩm. *Thí dụ :* Chế biến đồ hộp để tạo nên vị ngon và bảo quản tốt những thực phẩm cho con người ; Một số loại hương liệu, phụ gia thực phẩm làm cho thực phẩm thêm hấp dẫn bởi màu sắc, mùi thơm nhưng vẫn đảm bảo vệ sinh an toàn thực phẩm. Hiện nay đã sản xuất được 200 chất phụ gia cho thực phẩm.

II – HOÁ HỌC VÀ VẤN ĐỀ MAY MẶC

1. Vai trò của may mặc đối với đời sống con người

Cùng với nhu cầu ăn, ở thì may mặc là một trong những nhu cầu thiết yếu của con người giúp nhân loại tồn tại và phát triển.

2. Vấn đề may mặc đang đặt ra cho nhân loại hiện nay

Dân số thế giới gia tăng không ngừng, vì vậy tơ sợi tự nhiên như bông, gai,... không thể đáp ứng đủ nhu cầu may mặc về số lượng cũng như chất lượng. Hiện nay, tại một số quốc gia chậm phát triển ở châu Phi nhiều người vẫn chưa đủ quần áo để mặc. Nhiều trẻ em vẫn còn chịu cảnh đói, rét hoặc quá nóng do không có đủ quần áo.

Trong khi đó, ở nhiều nước phát triển nhu cầu về thời trang ngày càng phát triển đặc biệt là giới trẻ hiện nay. Nhu cầu của con người không chỉ mặc ấm, mà còn mặc đẹp, hợp thời trang.

3. Hoá học góp phần giải quyết vấn đề may mặc của nhân loại như thế nào ?

Hoá học góp phần sản xuất ra tơ, sợi hoá học để thoả mãn nhu cầu may mặc cho nhân loại. Tơ hoá học (gồm tơ nhân tạo và tơ tổng hợp) so với tơ tự nhiên (sợi bông, sợi gai, tơ tằm) có nhiều ưu điểm nổi bật : dai, đàn hồi, ít thấm nước, mềm mại, nhẹ, xốp, đẹp và rẻ tiền,... Nguyên liệu để sản xuất tơ nhân tạo là những polime có sẵn trong tự nhiên như xenlulozơ (có trong bông, gai, gỗ, tre, nứa,...). Từ xenlulozơ, chế biến bằng con đường hoá học thu được tơ visco, tơ axetat.

Nguyên liệu để sản xuất tơ tổng hợp là những polime không có sẵn trong tự nhiên mà do con người tổng hợp bằng phương pháp hoá học như tơ nilon, tơ capron, tơ poliacrylat,...

Các loại tơ sợi hoá học được tổng hợp hoàn toàn trong nhà máy (từ nguyên liệu ban đầu đến sản phẩm cuối cùng) nên đã dành ra được nhiều đất đai cho trồng trọt và chăn nuôi gia súc.

Hoá học góp phần sản xuất ra nhiều loại phẩm nhuộm tạo nên nhiều màu sắc khác nhau phù hợp với nhu cầu thẩm mĩ của con người.

Ngoài ra, công nghệ hoá học đã tạo ra các vật liệu cơ bản để chế tạo các thiết bị chuyên dụng trong các nhà máy dệt và trong ngành dệt may giúp tạo ra những loại vải đa dạng, phong phú đáp ứng yêu cầu may mặc ngày càng cao.

III – HOÁ HỌC VÀ VẤN ĐỀ SỨC KHOẺ CON NGƯỜI

Để bảo vệ sức khoẻ của con người, phòng chống bệnh tật và các tệ nạn xã hội, hoá học góp phần quan trọng đặc biệt trong lĩnh vực dược phẩm và vấn đề về chất gây nghiện ma tuý.

1. Dược phẩm

Để sinh tồn và phát triển, từ xưa, con người đã biết dùng cỏ, cây, con,... để trực tiếp hoặc gián tiếp chế biến làm thuốc chữa bệnh.

Tuy nhiên, nguồn dược phẩm tự nhiên không thể đáp ứng để chữa trị những bệnh hiểm nghèo, bệnh do virut,...

Hoá học cũng góp phần tạo ra những loại thuốc đặc trị có tác dụng trị bệnh nhanh, mạnh, hiệu quả,... những loại thuốc bổ tăng cường sức khoẻ cho con người.

Về thuốc chữa bệnh :

Hoá học đã góp phần nghiên cứu thành phần hoá học của một số dược liệu tự nhiên như cây, con giúp phát hiện được nhiều loại dược liệu có nguồn gốc tự nhiên. Từ các dược liệu ban đầu đã chiết suất được những chất có khối lượng và nồng độ cao để làm thuốc chữa bệnh. Ngoài ra ngành Hoá Dược đã nghiên cứu và sản xuất ra nhiều loại thuốc để chữa bệnh cho con người từ các chất hoá học.

Hằng năm trên thế giới, dược phẩm đã cứu sống được hàng trăm triệu người, đem lại hạnh phúc cho nhiều gia đình, phải kể đến là các loại thuốc kháng sinh như penixilin, ampixilin, erythromixin,... các loại thuốc giảm đau, các loại thuốc đặc trị với nhiều bệnh hiểm nghèo,...

Hoá học đã góp phần nghiên cứu ra các loại vacxin để phòng chống và hạn chế nhiều bệnh thế kỉ như đậu mùa, bệnh dại, bệnh sởi, bệnh viêm gan B,...

Hoá học góp phần quan trọng trong việc phòng chống những căn bệnh, nạn dịch của thế kỉ như đại dịch AIDS, phát hiện sớm và chữa trị một số bệnh ung thư, bệnh cúm gà do virut H5N1,... Việc nghiên cứu hoá sinh đã cho thấy thành phần hoá học, tác dụng sinh lí của các chất gây nghiện. Việc nghiên cứu con đường lây truyền virut HIV đã giúp tìm ra các biện pháp hữu hiệu để phòng ngừa và chữa trị

Ngoài các biện pháp y học, thuốc tránh thai là một trong những giải pháp giúp phụ nữ không mang thai ngoài ý muốn.

Về thuốc bổ dưỡng cơ thể : Các loại vitamin riêng lẻ như A, B, C, D,... các loại thuốc bổ tổng hợp,... có thành phần chính là các chất hoá học đã được tổng hợp bằng con đường hoá học hoặc được chiết suất từ dược liệu tự nhiên đã giúp tăng cường các vitamin và một số chất vi lượng cho cơ thể để phòng và chống bệnh tật cho cơ thể.

2. Chất gây nghiện, chất ma tuý và cách phòng chống ma tuý

Ma tuý gồm những chất bị cấm dùng như thuốc phiện, cần sa, heroin, cocain, một số thuốc được dùng theo chỉ dẫn của thầy thuốc như moocphin, seduxen,...

Ma tuý còn được chế biến tinh vi dưới dạng những viên thuốc tân dược không dễ gì phát hiện được.

Ma tuý có thể ở dưới dạng bột trắng dùng để hít, viên nén để uống và đặc biệt dưới dạng dung dịch dùng để tiêm chích trực tiếp vào mạch máu.

Ma tuý dù ở dạng nào khi đưa vào cơ thể con người đều có thể làm thay đổi một hay nhiều chức năng sinh lí.

Ma tuý có tác dụng ức chế, giảm đau, kích thích mạnh mẽ gây ảo giác cho người dùng. Nhiều tụ điểm sàn nhảy dùng loại ma tuý tổng hợp còn gọi là thuốc lắc làm người dùng bị kích thích dẫn đến không làm chủ được bản thân.

Nghiện ma tuý sẽ dẫn đến rối loạn tâm, sinh lí, như rối loạn tiêu hoá, rối loạn chức năng thần kinh, rối loạn tuần hoàn, hô hấp. Tiêm chích ma tuý có thể gây truỵ tim mạch dễ dẫn đến tử vong.

Hiện nay, nạn nghiện ma tuý ngày càng gia tăng đặc biệt trong giới trẻ.

Hoá học đã nghiên cứu làm rõ thành phần hoá học của những chất ma tuý tự nhiên, ma tuý nhân tạo và các tác dụng sinh lí của chúng. Từ đó sử dụng chúng như là một loại thuốc chữa bệnh hoặc ngăn chặn tác hại của các chất gây nghiện,...

Do đó, để phòng chống chất gây nghiện ma tuý, không được dùng thuốc chữa bệnh quá liều chỉ định của bác sĩ, không sử dụng thuốc khi không biết rõ tính năng tác dụng của nó và luôn nói KHÔNG với ma tuý.

BÀI TẬP

1. Loại thuốc nào sau đây thuộc loại gây nghiện cho con người ?

   A. Penixilin, amoxilin B. Vitamin C, glucozơ.

   C. Seduxen, moocphin D. Thuốc cảm pamin, paradol.

2. Cách bảo quản thực phẩm (thịt, cá,...) bằng cách nào sau đây được coi là an toàn ?

   A. Dùng fomon, nước đá B. Dùng phân đạm, nước đá

   C. Dùng nước đá và nước đá khô D. Dùng nước đá khô, fomon.

3. Phân bón, thuốc trừ sâu, thuốc kích thích sinh trưởng,... có tác dụng giúp cho cây phát triển tốt, tăng năng suất cây trồng nhưng lại có tác dụng phụ gây ra những bệnh hiểm nghèo cho con người. Sau khi bón phân đạm hoặc phun thuốc trừ sâu, thuốc kích thích sinh trưởng cho một số loại rau, quả, thời hạn tối thiểu thu hoạch để sử dụng bảo đảm an toàn thường là :

   A. 1 – 2 ngày B. 2 – 3 ngày

   C. 12 – 15 ngày D. 30 – 35 ngày.

4. Hãy lấy dẫn chứng, chứng tỏ rằng có thể sản xuất được các chất hoá học có tác dụng bảo vệ và phát triển cây lương thực.

5. Hoá học đã sản xuất ra tơ sợi cho con người. Hãy lấy 3 thí dụ tơ sợi tổng hợp để minh hoạ.

6. Ancol etylic là sản phẩm trung gian từ đó sản xuất được cao su nhân tạo, tơ sợi tổng hợp.

   Có thể điều chế ancol etylic bằng 2 cách sau :

   – Cho khí etilen (lấy từ khí crăcking dầu mỏ) hợp nước có xúc tác.

   – Cho lên men các nguyên liệu chứa tinh bột.

   a) Hãy viết các phương trình phản ứng tương ứng với hai phương pháp trên.

   b) Hãy tính lượng ngũ cốc chứa 65% tinh bột hoặc thể tích khí crăcking dầu mỏ chứa 60% khí etilen cần thiết để sản xuất được 2,3 tấn ancol etylic. Biết rằng hao hụt trong quá trình sản xuất là 25%.

7. Có thể điều chế thuốc diệt nấm dung dịch 5% $CuSO_4$ theo sơ đồ sau :

   $$CuS \longrightarrow CuO \longrightarrow CuSO_4$$

   a) Hãy viết phương trình hoá học của các phản ứng xảy ra.

   b) Tính khối lượng dung dịch $CuSO_4$ 5% thu được từ 0,15 tấn nguyên liệu chứa 80% CuS. Hiệu suất của quá trình là 80%.



MỘT SỐ CHẤT GÂY NGHIỆN, CHẤT MA TUÝ

1. Rượu (thành phần chính C_2H_5OH) : Tuỳ thuộc nồng độ và cách sử dụng, rượu có thể có tác dụng tốt hoặc làm suy yếu nghiêm trọng sức khoẻ con người. Với nhiều người, uống một lượng nhỏ rượu cũng dẫn đến phản ứng chậm chạp, xử trí kém linh hoạt, thần kinh dễ bị kích động, gây ra những trường hợp đáng tiếc như tai nạn, hành động bạo ngược,... Trong rượu thường chứa một chất độc hại là etanal CH_3–CHO, gây nôn nao khó chịu, nếu nồng độ cao có thể dẫn đến tử vong.

2. Nicotin ($C_{10}H_{14}N_2$) có nhiều trong cây thuốc lá. Nó là chất lỏng sánh như dầu, không màu có mùi thuốc lá, tan được trong nước. Khi hút thuốc lá, nicotin đi vào phổi, thấm vào máu. Nicotin là một trong những chất độc mạnh (từ 1 đến 2 giọt nicotin có thể giết chết một con chó), tính độc của nó có thể so sánh với axit xianhiđric HCN. Nicotin chỉ là một trong số các chất hoá học độc hại có trong khói thuốc lá (trong khói thuốc lá có chứa tới 1400 hợp chất hoá học khác nhau). Dung dịch nicotin trong nước được dùng làm thuốc trừ sâu cho cây trồng. Những người nghiện thuốc lá thường mắc bệnh ung thư phổi và những bệnh ung thư khác.

3. Cafein ($C_8H_{10}N_4O_2$) có nhiều trong hạt cà phê, lá chè. Cafein là chất kết tinh không màu, vị đắng, tan trong nước và rượu. Cafein dùng trong y học với lượng nhỏ có tác dụng gây kích thích thần kinh. Nếu dùng cafein quá mức sẽ gây bệnh mất ngủ và gây nghiện.

4. Moocphin : Có trong cây thuốc phiện, còn gọi là cây anh túc. Moocphin có tác dụng làm giảm hoặc mất cảm giác đau đớn. Từ moocphin lại tinh chế được heroin có tác dụng mạnh hơn moocphin nhiều lần, độc và rất dễ gây nghiện.

5. Hassish là hoạt chất có trong cây cần sa (còn gọi là bồ đà) có tác dụng chống co giật, chống nôn mửa nhưng có tác dụng kích thích mạnh và gây ảo giác.

6. Thuốc an thần như seduxen, meprobamat,... Có tác dụng chữa bệnh, gây ngủ, làm dịu cơn đau nhưng gây nghiện.

7. Amphetamin : Chất kích thích hệ thần kinh, dễ gây nghiện, gây choáng, rối loạn thần kinh nếu dùng thường xuyên.

Bài 58

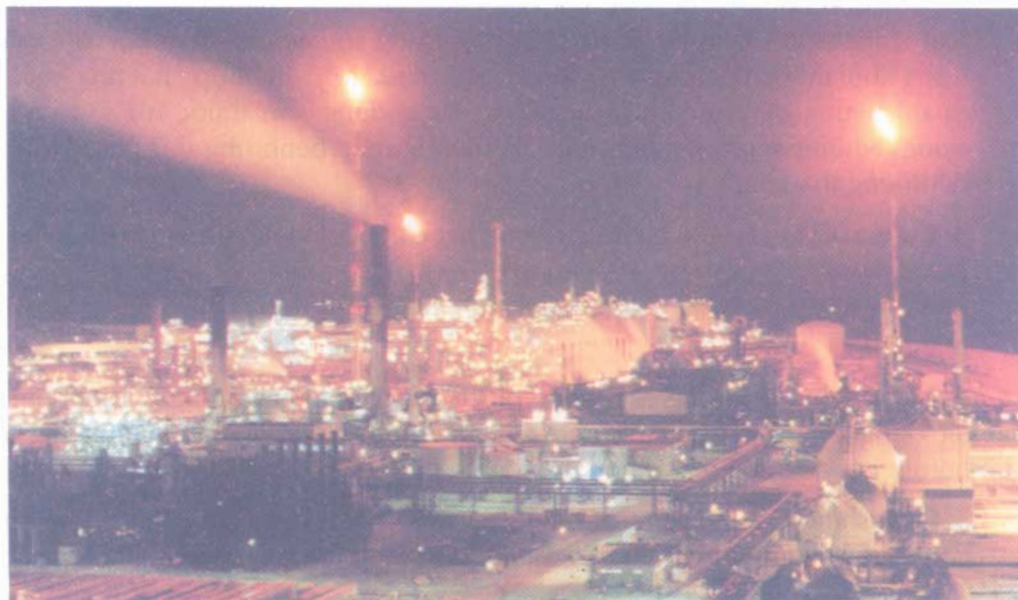
HOÁ HỌC VÀ VẤN ĐỀ MÔI TRƯỜNG

- Biết khái niệm ô nhiễm môi trường sống (không khí, nước, đất).
- Biết vai trò của hoá học đối với việc bảo vệ môi trường trong sản xuất đời sống và học tập hoá học.

I – Ô NHIỄM MÔI TRƯỜNG

1. Ô nhiễm không khí

Ô nhiễm môi trường không khí là hiện tượng làm cho không khí sạch thay đổi thành phần, có nguy cơ gây tác hại đến thực vật, động vật, sức khoẻ con người và môi trường xung quanh.



Hình 9.5. *Nguồn gây ô nhiễm môi trường không khí*

Không khí sạch thường gồm 78% khí nitơ, 21% khí oxi và một lượng nhỏ khí cacbonic và hơi nước,...

Không khí bị ô nhiễm thường có chứa quá mức cho phép nồng độ các khí CO_2, CH_4 và một số khí độc khác, *thí dụ* CO, NH_3, SO_2, HCl,... một số vi khuẩn gây bệnh,...

2. Ô nhiễm nước

Ô nhiễm nước là hiện tượng làm thay đổi thành phần tính chất của nước gây bất lợi cho môi trường nước, phần lớn do các hoạt động khác nhau của con người gây nên.

Nước sạch không chứa các chất nhiễm bẩn, vi khuẩn gây bệnh và các chất hoá học làm ảnh hưởng đến sức khoẻ của con người. Nước sạch nhất là nước cất trong đó thành phần chỉ là H_2O. Ngoài ra, nước sạch còn được quy định về thành phần giới hạn của một số ion, một số ion kim loại nặng, một số chất thải ở nồng độ dưới mức cho phép của Tổ chức Y tế thế giới.

Nước ô nhiễm thường có chứa các chất thải hữu cơ, các vi sinh vật gây bệnh, các chất dinh dưỡng thực vật, các hoá chất hữu cơ tổng hợp, các hoá chất vô cơ, các chất phóng xạ, chất độc hoá học,...

3. Ô nhiễm môi trường đất

Ô nhiễm đất là tất cả các hiện tượng, các quá trình làm nhiễm bẩn đất, thay đổi tính chất lí, hoá tự nhiên của đất do các tác nhân gây ô nhiễm, dẫn đến làm giảm độ phì của đất.

Đất sạch không chứa các chất nhiễm bẩn, một số chất hoá học, nếu có chỉ đạt nồng độ dưới mức quy định.

Đất bị ô nhiễm có chứa một số độc tố, chất có hại cho cây trồng vượt quá nồng độ đã được quy định. *Thí dụ* : Nồng độ thuốc trừ sâu, phân hoá học, kim loại nặng quá mức quy định của Tổ chức Y tế thế giới.

Nguồn gây ô nhiễm môi trường do tự nhiên hoặc nhân tạo.

Sản xuất hoá học là một trong những nguồn gây ô nhiễm môi trường do khí thải, chất thải rắn, nước thải có chứa những chất độc hại cho con người và sinh vật.

Tác hại của môi trường bị ô nhiễm (không khí, đất, nước) gây suy giảm sức khoẻ của con người, gây thay đổi khí hậu toàn cầu, làm diệt vong một số loại sinh vật,... *Thí dụ* như hiện tượng thủng tầng ozon, hiệu ứng nhà kính, mưa axit,... là hậu quả của ô nhiễm môi trường.

II – HOÁ HỌC VÀ VẤN ĐỀ BẢO VỆ MÔI TRƯỜNG TRONG ĐỜI SỐNG SẢN XUẤT VÀ HỌC TẬP HOÁ HỌC

Ô nhiễm môi trường đang xảy ra trên quy mô toàn cầu, gây ảnh hưởng lớn đến cuộc sống trên Trái Đất. Hiện tượng trái đất bị nóng lên do hiệu ứng nhà kính, hiện tượng nhiều chất độc hại có trong không khí, nước sông, biển, trong đất,... đã làm cho môi trường của hầu hết các nước bị ô nhiễm. Do đó vấn đề bảo vệ môi trường là vấn đề chung của toàn nhân loại.

Hoá học đã có những đóng góp gì trong vấn đề bảo vệ môi trường sống ?

1. Nhận biết môi trường bị ô nhiễm bằng phương pháp hoá học

Có thể nhận thấy được môi trường bị ô nhiễm bằng cách nào ?

a) *Quan sát*

Ta có thể nhận thấy môi trường bị ô nhiễm qua mùi, màu sắc,... *Thí dụ :* Nước ô nhiễm thường có mùi khó chịu. Màu sắc của nước ô nhiễm thường có màu tối, hơi đen. Khi nước ô nhiễm, nước không còn trong suốt như nước tự nhiên.

Hiện nay nhiều hồ ao, sông ngòi ở một số thành phố, thị xã, khu vực gần khu công nghiệp,... đã có những biểu hiện rất rõ ràng về nguồn nước bị ô nhiễm.

Căn cứ vào mùi và tác dụng sinh lí đặc trưng của một số khí ta dễ dàng nhận ra không khí bị ô nhiễm. *Thí dụ* : Trong phòng thí nghiệm hoặc trong lớp học sau thí nghiệm ta dễ dàng nhận thấy một số khí, thí dụ như : Không khí có chứa khí clo thì ta thấy mùi hắc, khó chịu : Không khí có khí sunfurơ sẽ có mùi sốc, khó chịu : Không khí có chứa khí H_2S sẽ có mùi trứng thối đặc trưng, nếu có khí NH_3 thì ta ngửi thấy có mùi khai,...

b) *Xác định chất ô nhiễm bằng các thuốc thử*

Thí dụ : Để xác định trong nước có các chất và ion (gốc axit hoặc các ion kim loại) ta cần có những thuốc thử hoặc đến những nơi có thể xác định được thành phần của nước, để xác định : Các ion kim loại nặng (hàm lượng là bao nhiêu ?) ; Nồng độ của một số ion Ca^{2+}, Mg^{2+} gây nên độ cứng của nước ; Độ pH của nước.

c) *Xác định bằng các dụng cụ đo*

Thí dụ : Dùng nhiệt kế để xác định nhiệt độ của nước ; dùng sắc kí để xác định các ion kim loại hoặc các ion khác ; dùng máy đo pH để xác định độ pH của đất, nước,...

2. Vai trò của Hoá học trong việc xử lí chất ô nhiễm

Xử lí chất ô nhiễm trong đời sống, sản xuất nông nghiệp và công nghiệp như thế nào ?

Nguyên tắc chung của việc xử lí chất ô nhiễm bằng phương pháp hoá học là : Có nhiều biện pháp xử lí khác nhau căn cứ vào thực trạng ô nhiễm, đó là xử lí ô nhiễm đất, nước, không khí dựa trên cơ sở khoa học hoá học có kết hợp với khoa học vật lí và sinh học.

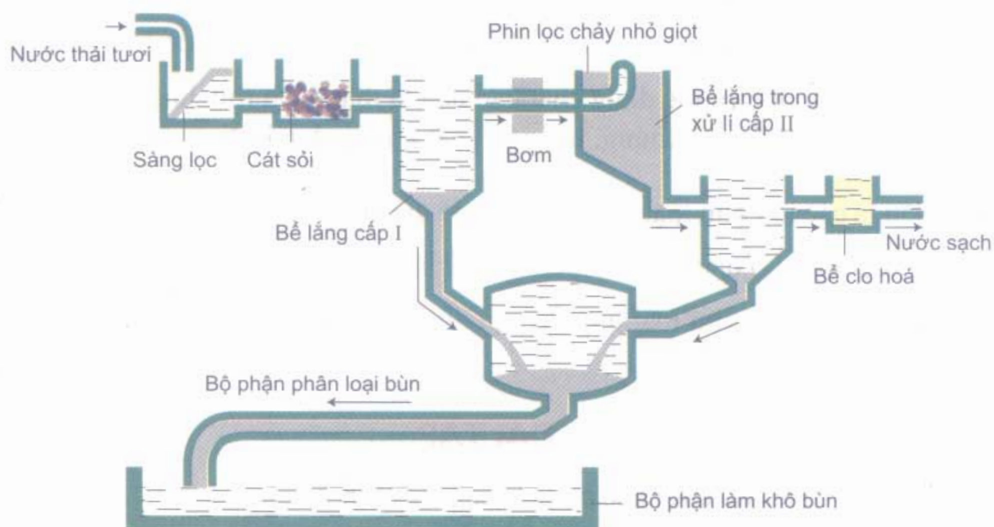
Phương pháp chung nhất là loại bỏ chất thải độc hại bằng cách sử dụng chất hoá học khác có phản ứng với chất độc hại, tạo thành chất ít độc hại hơn ở dạng rắn, khí hoặc dung dịch. Hoặc có thể cô lập chất độc hại trong những dụng cụ đặc biệt, ngăn chặn không cho chất độc hại thâm nhập vào môi trường đất, nước, không khí gây ô nhiễm môi trường.

Sau đây là một số trường hợp cụ thể :

+ Xử lí nước thải

Khi phát hiện ô nhiễm ở những nơi có chất thải của nhà máy, xí nghiệp, cần có những đề xuất để cơ quan có trách nhiệm xử lí.

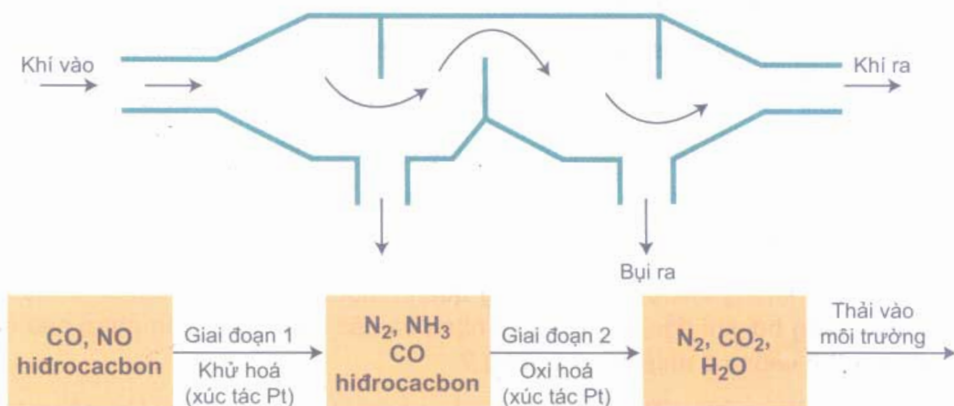
Nước thải có thể được xử lí sơ bộ theo sơ đồ sau :



Hình 9.6. *Sơ đồ xử lí nước thải*

+ Xử lí khí thải

Khí thải có thể được xử lí sơ bộ theo sơ đồ sau :



Hình 9.7. *Sơ đồ xử lí khí thải công nghiệp*

Xử lí chất thải trong quá trình học tập hoá học

Với một số chất thải sau thí nghiệm ở trên lớp hoặc sau bài thực hành, ta có thể thực hiện theo các bước sau :

– Phân loại hoá chất thải xem chúng thuộc loại nào trong số các chất đã học.

– Căn cứ vào tính chất hoá học của mỗi chất để xử lí cho phù hợp.

Thí dụ :

– Nếu là các chất có tính axit thì thường dùng nước vôi dư để trung hoà.

– Nếu là khí độc có thể dùng chất hấp phụ là than hoạt tính hoặc chất rắn, hoặc dung dịch để hấp thụ chúng, tạo nên chất không độc hoặc ít độc hại hơn.

– Nếu là các ion kim loại, ion SO_4^{2-} ..., có thể dùng nước vôi dư để kết tủa chúng và thu gom lại ở dạng rắn và tiếp tục xử lí.

– Nếu là ion các kim loại quý thì cần xử lí thu gom để tái sử dụng.

BÀI TẬP

1. Trường hợp nào sau đây được coi là không khí sạch ?

A. Không khí chứa 78%N_2, 21%O_2, 1% hỗn hợp CO_2, H_2O, H_2.

B. Không khí chứa 78%N_2, 18 %O_2, 4% hỗn hợp CO_2, SO_2, HCl.

C. Không khí chứa 78%N_2, 20%O_2, 2% CH_4, bụi và CO_2.

D. Không khí chứa 78%N_2, 16%O_2, 3% hỗn hợp CO_2, 1%CO, 1% SO_2.

2. Trường hợp nào sau đây được coi là nước không bị ô nhiễm ?

A. Nước ruộng lúa có chứa khoảng 1% thuốc trừ sâu và phân bón hoá học.

B. Nước thải nhà máy có chứa nồng độ lớn các ion kim loại nặng như Pb^{2+}, Cd^{2+}, Hg^{2+}, Ni^{2+}.

C. Nước thải từ các bệnh viện, khu vệ sinh chứa các khuẩn gây bệnh.

D. Nước sinh hoạt từ các nhà máy nước hoặc nước giếng khoan không chứa các độc tố như asen, sắt,... quá mức cho phép.

3. Môi trường không khí, đất, nước xung quanh một số nhà máy hoá chất thường bị ô nhiễm nặng bởi khí độc, ion kim loại nặng và các hoá chất. Biện pháp nào sau đây **không thể** chống ô nhiễm môi trường ?

A. Có hệ thống xử lí chất thải trước khi xả ra ngoài hệ thống không khí, sông, hồ, biển.

B. Thực hiện chu trình khép kín để tận dụng chất thải một cách hiệu quả.

C. Thay đổi công nghệ sản xuất, sử dụng nhiên liệu sạch.

D. Xả chất thải trực tiếp ra không khí, sông và biển lớn.

4. Sau khi tiến hành thí nghiệm nghiên cứu HNO_3 tác dụng với Cu, thường có những ch thải nào ? Nêu biện pháp xử lí những chất thải này ngay trong phòng thí nghiệm.

5. Sau bài thực hành hoá học, trong một số chất thải ở dạng dung dịch, chứa các ior Cu^{2+}, Zn^{2+}, Fe^{3+}, Pb^{2+}, Hg^{2+},...

Dùng chất nào sau đây để xử lí sơ bộ các chất thải trên ?

A. Nước vôi dư   B. HNO_3

C. Giấm ăn   D. Etanol

6. a) Khi đánh vỡ nhiệt kế làm bầu thuỷ ngân bị vỡ, ta cần dùng bột lưu huỳnh rắc l thuỷ ngân rồi gom lại. Hãy giải thích và viết phương trình hoá học.

b) Trong công nghiệp, để xử lí khí thải H_2S người ta hấp thụ và oxi hoá H_2S th sơ đồ sau :

$$H_2S \xrightarrow{Na_2CO_3} NaHS \xrightarrow{O_2\ \text{không khí}} S\downarrow$$

$$H_2S \xrightarrow{Fe_2O_3} Fe_2S_3 \xrightarrow{O_2} S\downarrow$$

Hãy giải thích và viết phương trình hoá học của các phản ứng xảy ra.

7. Để đánh giá độ nhiễm bẩn không khí của một nhà máy, người ta tiến hành như sau

Lấy 2 lít không khí rồi dẫn qua dung dịch $Pb(NO_3)_2$ dư thì thu được 0,3585 mg ch kết tủa màu đen.

a) Hãy cho biết hiện tượng đó chứng tỏ trong không khí đã có khí nào trong các k sau đây :

A. H_2S B. CO_2 C. SO_2 D. NH_3

b) Viết phương trình hoá học của phản ứng xảy ra. Tính hàm lượng khí đó trong khô khí, coi hiệu suất phản ứng là 100%.

c) Hãy xét xem sự nhiễm bẩn không khí trên có vượt mức cho phép không ? Nếu b hàm lượng cho phép là 0,01 mg/l.

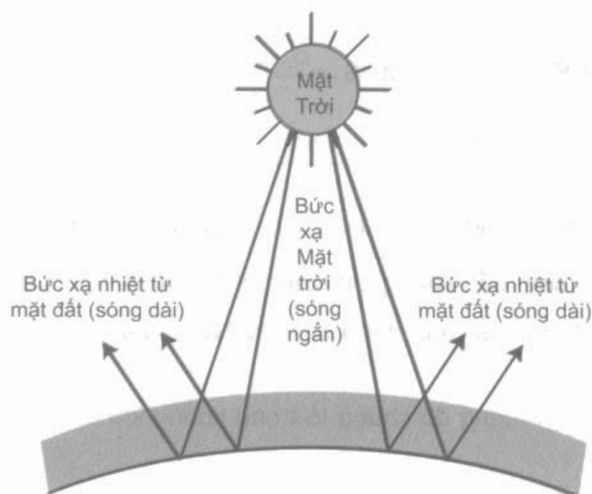


MỘT SỐ CHẤT GÂY Ô NHIỄM MÔI TRƯỜNG

1. Một số chất gây ô nhiễm không khí và ảnh hưởng của chúng

Tác nhân gây ô nhiễm không khí được chia thành một số loại như sau : Các loại oxit (CO, SO_2, NO_x,...), các chất tổng hợp (ete, benzen,...), các khí halogen và hợp chất của chúng (CFC, Cl_2, Br_2,...), các chất bụi nhẹ lơ lửng trong không khí (rắn, lỏng, vi sinh vật,...), các bụi nặng (đất, đá, kim loại nặng như Cu, Pb, Ni, Sn, Cd,...), khí quang hoá (O_3, FAN, NO_x, anđehit, etilen,...).

Các chất này gây hiệu ứng nhà kính, làm thủng tầng ozon, gây mưa axit,... ảnh hưởng xấu đến sự sinh trưởng của sinh vật và sức khoẻ của con người.



Hình 9.8. *Khí CO_2 gây hiệu ứng nhà kính*

Ngoài ra còn có chất thải phóng xạ, nhiệt, tiếng ồn.

Sau đây là một số chất gây ô nhiễm và ảnh hưởng của chúng :

– Cacbon monooxit (CO) : khí CO rất độc. Nếu trong không khí có CO nồng độ khoảng 250 ppm sẽ khiến con người bị tử vong vì ngộ độc.

Nồng độ giới hạn của CO trong không khí là 32 ppm.

– *Cacbon đioxit* (CO_2) : Nếu lượng CO_2 tăng quá nhiều sẽ phá vỡ cân bằng tự nhiên, gây ra hiệu ứng nhà kính (hình 9.8).

– *Metan* (CH_4) : Nồng độ CH_4 trong không khí đạt tới 1,3 ppm thì không khí bị coi là ô nhiễm. CH_4 trong không khí góp phần gây nên hiệu ứng nhà kính làm cho Trái Đất bị nóng lên và dẫn theo nhiều vấn đề khác như băng tan,...

– *Lưu huỳnh đioxit* (SO_2) : Khi nồng độ SO_2 trong không khí là 1 ppm đã đủ gây vị hăng, cay, gây đau nhức mắt và cảm giác nóng trong cổ. Do tác dụng của quá trình quang hoá và xúc tác trong không khí để SO_2 chuyển thành SO_3 rồi kết hợp với nước trong khí quyển tạo ra H_2SO_4 rơi xuống mặt đất cùng nước mưa, gây ra hiện tượng mưa axit.

– *Nitơ oxit* (NO_x) : Trong không khí có hai loại nitơ oxit là NO và NO_2, được hình thành trong khí quyển ở 1100°C. Nồng độ giới hạn của NO_2 trong không khí là 1mg/m^3, nếu nồng độ NO_2 cao có thể gây tử vong cho người và động vật.

– *Chì* (Pb) *và các hợp chất của chì* : Chì rất độc với người và động vật. Qua đường hô hấp và tiêu hoá, chì gây độc cho hệ thần kinh, sự tạo máu và rối loạn tiêu hoá. Với nồng độ 0,182mg/lit, tetraetyl chì $Pb(C_2H_5)_4$ hoặc tetrametyl chì $Pb(CH_3)_4$ trong không khí đủ để làm súc vật chết sau 18 giờ.

– *Thuỷ ngân :* Hơi thuỷ ngân nặng hơn không khí nên ở gần mặt đất và rất độc. Với nồng độ 100 μg/m^3 không khí, thuỷ ngân đã gây tai nạn cho người và động vật.

2. Các chất gây ô nhiễm nguồn nước

a) Các anion

Bằng phương pháp phân tích thể tích, phân tích khối lượng và phương pháp quang phổ, người ta xác định được hàm lượng các anion Cl^-, NO_3^-, SO_4^{2-}, PO_4^{3-}, ... có trong nước.

Các anion này có độc tính với người, động vật sinh sống trong nước. Theo tiêu chuẩn của một số tổ chức thế giới thì nồng độ tối đa cho phép của một số anion trong nước là :

$$[Cl^-] = 250mg/l \ ; \ [SO_4^{2-}] = 400mg/l \ ; \ [NO_3^-] = 10mg/l \ ; \ [PO_4^{3-}] = 0,4mg/l.$$

b) Các kim loại nặng

Hầu hết các kim loại nặng đều có độc tính cao đối với người và động vật. Các ion kim loại nặng thường có trong nước thải công nghiệp là Pb^{2+}, Hg^{2+}, Cr^{3+}, Cd^{2+}, As^{3+}, Mn^{2+}.

Theo tổ chức Y tế Thế giới, nồng độ tối đa cho phép của một số ion kim loại nặng trong nước là :

$$[Pb^{2+}]=0,05mg/l \ ; \ [Hg^{2+}]=1\mu g/l \ ; \ [As^{3+}]=50\mu g/l \ ; \ [CrO_4^{2-}]=0,05mg/l \ ; \ [Cd^{2+}]=0,005mg/l.$$

c) Các hợp chất hữu cơ

Các hợp chất hữu cơ có tính độc với người và động vật gồm các hợp chất của phenol, các hoá chất bảo vệ thực vật, tanin, lignin và các hiđrocacbon đa vòng ngưng tụ.

Tiêu chuẩn cho phép của một số chất trong nước uống : 2,4 (–) triclophenol và pentaclophenol không quá 10 mg/l ; Tổng tối đa thuốc bảo vệ thực vật trong nước là 0,15 mg/l. Riêng DDT là 0,01mg/l.

3. Một số chất gây ô nhiễm môi trường đất

a) Các kim loại nặng thường có trong phế thải luyện kim, sản xuất ô tô

Nước thải luyện kim màu chứa 13mg/l Cu^{2+} ; 10mg/l Pb^{2+} và 1mg/l Zn^{2+}. Nồng độ cho phép của một số ion kim loại trong đất là :

Nguyên tố	Nồng độ (ppm) trong đất
Cd^{2+}	33 ± 0,09
Cu^{2+}	33 ± 3
Pb^{2+}	94 ±10
Fe^{3+}	20.400 ± 1900

b) Phân bón hoá học và thuốc bảo vệ thực vật

Có hơn 1000 loại hoá chất được dùng trong lĩnh vực nông nghiệp, thuốc trừ sâu là tác nhân số một gây ô nhiễm đất. Có khoảng 50% hoá chất tồn đọng trong đất, nước, không khí bị lôi cuốn vào chu trình : Đất – Cây – Động vật – Người. Theo một số tài liệu cho biết, sau khi phun, DDT tồn đọng 80% sau một năm, 50% sau ba năm ; Alđrin còn 20% sau một năm, 5% sau ba năm ; Lượng dư tối đa cho phép của thuốc trừ sâu đối với đậu xanh là 1mg/kg, bắp cải 2 mg/kg ; súp lơ 5mg/kg sau thời gian cách li 7 ngày. Thuốc bảo vệ thực vật tồn đọng trong đất còn do Đế quốc Mĩ đã sử dụng chiến tranh hoá học như 2,4 D ; 2,4,5T, đioxin và một số chất khác.

c) Chất phóng xạ

Chất phóng xạ gây ra do phế thải ở trung tâm khai thác chất phóng xạ, nghiên cứu nguyên tử, các nhà máy điện nguyên tử, bệnh viện, các vụ thử vũ khí hạt nhân. *Thí dụ,* sau vụ nổ bom nguyên tử có 3 chất phóng xạ chủ yếu là Sr^{80}, I^{131}, Cs^{137} làm lượng chất phóng xạ trong đất tăng gấp 10 lần. Chất phóng xạ gây thay đổi cấu trúc tế bào, gây bệnh về di truyền, về máu, gây ung thư,...

MỤC LỤC

MỤC LỤC TRA CỨU

Chịu trách nhiệm xuất bản: Chủ tịch HĐQT kiêm Tổng Giám đốc **NGÔ TRẦN ÁI**
Phó Tổng Giám đốc kiêm Tổng biên tập **NGUYỄN QUÝ THAO**

Biên tập lần đầu: **TRẦN NGỌC HUY – NGUYỄN BÍCH LAN**
Biên tập tái bản và sửa bản in: **NGUYỄN VĂN NGUYÊN**
Biên tập mĩ thuật: **NGUYỄN HỒNG VY**
Thiết kế sách: **PHAN HƯƠNG**
Trình bày bìa: **NGUYỄN HỒNG VY**
Chế bản: **CTCP MĨ THUẬT & TRUYỀN THÔNG**

Trong sách có sử dụng một số hình ảnh minh hoạ lấy từ sách nước ngoài.

HOÁ HỌC 12 - NÂNG CAO

Mã số : NH207T0

In 85.000 cuốn (ST), khổ 17 x 24 cm.

In tại Công ty in Tiến Bộ, Hà Nội.

Số in: 500. Số xuất bản: 01-2010/CXB/761-1485/GD.

In xong và nộp lưu chiểu tháng 1 năm 2010.



HUÂN CHƯƠNG HỒ CHÍ MINH



VƯƠNG MIỆN KIM CƯƠNG
CHẤT LƯỢNG QUỐC TẾ

SÁCH GIÁO KHOA LỚP 12

1. TOÁN HỌC
   - GIẢI TÍCH 12
   - HÌNH HỌC 12
2. VẬT LÍ 12
3. HOÁ HỌC 12
4. SINH HỌC 12
5. NGỮ VĂN 12 (tập một, tập hai)
6. LỊCH SỬ 12
7. ĐỊA LÍ 12
8. TIN HỌC 12
9. CÔNG NGHỆ 12
10. GIÁO DỤC CÔNG DÂN 12
11. GIÁO DỤC QUỐC PHÒNG - AN NINH 12
12. NGOẠI NGỮ
    - TIẾNG ANH 12
    - TIẾNG PHÁP 12
    - TIẾNG NGA 12
    - TIẾNG TRUNG QUỐC 12

SÁCH GIÁO KHOA LỚP 12 - NÂNG CAO

Ban Khoa học Tự nhiên :

- TOÁN HỌC (GIẢI TÍCH 12, HÌNH HỌC 12)
- VẬT LÍ 12
- HOÁ HỌC 12
- SINH HỌC 12

Ban Khoa học Xã hội và Nhân văn :

- NGỮ VĂN 12 (tập một, tập hai)
- LỊCH SỬ 12
- ĐỊA LÍ 12
- NGOẠI NGỮ (TIẾNG ANH 12, TIẾNG PHÁP 12, TIẾNG NGA 12, TIẾNG TRUNG QUỐC 12)





Giá : **16.900đ**